This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.

+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.

+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.

+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at http://books.google.com/

A propos de ce livre

Ceci est une copie numérique d'un ouvrage conservé depuis des générations dans les rayonnages d'une bibliothèque avant d'être numérisé avec précaution par Google dans le cadre d'un projet visant à permettre aux internautes de découvrir l'ensemble du patrimoine littéraire mondial en ligne.

Ce livre étant relativement ancien, il n'est plus protégé par la loi sur les droits d'auteur et appartient à présent au domaine public. L'expression "appartenir au domaine public" signifie que le livre en question n'a jamais été soumis aux droits d'auteur ou que ses droits légaux sont arrivés à expiration. Les conditions requises pour qu'un livre tombe dans le domaine public peuvent varier d'un pays à l'autre. Les livres libres de droit sont autant de liens avec le passé. Ils sont les témoins de la richesse de notre histoire, de notre patrimoine culturel et de la connaissance humaine et sont trop souvent difficilement accessibles au public.

Les notes de bas de page et autres annotations en marge du texte présentes dans le volume original sont reprises dans ce fichier, comme un souvenir du long chemin parcouru par l'ouvrage depuis la maison d'édition en passant par la bibliothèque pour finalement se retrouver entre vos mains.

Consignes d'utilisation

Google est fier de travailler en partenariat avec des bibliothèques à la numérisation des ouvrages appartenant au domaine public et de les rendre ainsi accessibles à tous. Ces livres sont en effet la propriété de tous et de toutes et nous sommes tout simplement les gardiens de ce patrimoine. Il s'agit toutefois d'un projet coûteux. Par conséquent et en vue de poursuivre la diffusion de ces ressources inépuisables, nous avons pris les dispositions nécessaires afin de prévenir les éventuels abus auxquels pourraient se livrer des sites marchands tiers, notamment en instaurant des contraintes techniques relatives aux requêtes automatisées.

Nous vous demandons également de:

+ *Ne pas utiliser les fichiers à des fins commerciales* Nous avons conçu le programme Google Recherche de Livres à l'usage des particuliers. Nous vous demandons donc d'utiliser uniquement ces fichiers à des fins personnelles. Ils ne sauraient en effet être employés dans un quelconque but commercial.

+ *Ne pas procéder à des requêtes automatisées* N'envoyez aucune requête automatisée quelle qu'elle soit au système Google. Si vous effectuez des recherches concernant les logiciels de traduction, la reconnaissance optique de caractères ou tout autre domaine nécessitant de disposer d'importantes quantités de texte, n'hésitez pas à nous contacter. Nous encourageons pour la réalisation de ce type de travaux l'utilisation des ouvrages et documents appartenant au domaine public et serions heureux de vous être utile.

+ *Ne pas supprimer l'attribution* Le filigrane Google contenu dans chaque fichier est indispensable pour informer les internautes de notre projet et leur permettre d'accéder à davantage de documents par l'intermédiaire du Programme Google Recherche de Livres. Ne le supprimez en aucun cas.

+ *Rester dans la légalité* Quelle que soit l'utilisation que vous comptez faire des fichiers, n'oubliez pas qu'il est de votre responsabilité de veiller à respecter la loi. Si un ouvrage appartient au domaine public américain, n'en déduisez pas pour autant qu'il en va de même dans les autres pays. La durée légale des droits d'auteur d'un livre varie d'un pays à l'autre. Nous ne sommes donc pas en mesure de répertorier les ouvrages dont l'utilisation est autorisée et ceux dont elle ne l'est pas. Ne croyez pas que le simple fait d'afficher un livre sur Google Recherche de Livres signifie que celui-ci peut être utilisé de quelque façon que ce soit dans le monde entier. La condamnation à laquelle vous vous exposeriez en cas de violation des droits d'auteur peut être sévère.

À propos du service Google Recherche de Livres

En favorisant la recherche et l'accès à un nombre croissant de livres disponibles dans de nombreuses langues, dont le français, Google souhaite contribuer à promouvoir la diversité culturelle grâce à Google Recherche de Livres. En effet, le Programme Google Recherche de Livres permet aux internautes de découvrir le patrimoine littéraire mondial, tout en aidant les auteurs et les éditeurs à élargir leur public. Vous pouvez effectuer des recherches en ligne dans le texte intégral de cet ouvrage à l'adresse `http://books.google.com`

3 3433 06633197 0

TRAITÉ

DE CHIMIE

GÉNÉRALE ET EXPÉRIMENTALE.

PUBLIC

II

OUVRAGES DE M. BAUDRIMONT

QUI SE TROUVENT CHEZ LE MÊME LIBRAIRE.

Introduction à l'étude de la chimie par la théorie atomique. *Paris*, 1834, in-8 . . . . . 3 fr. 50

Thèse sur ces questions : Quelles sont les parties sensibles du corps des animaux ? — La présence des nerfs dans les tissus est-elle une condition de leur faculté de sentir ? — L'action nerveuse peut-elle être éclairée par l'étude de la composition chimique et de la texture des nerfs ? *Paris*, 1837, in-4, de 42 pages. . . . . 2 fr.

Thèse sur cette question : Quel est l'état actuel de la chimie organique, et quels secours a-t-elle reçus des Recherches microscopiques ? *Paris*, 1838, in-8, de 112 pages. . . . . 2 fr. 50

Thèse sur cette question : De la dose des médicamens relativement à leur intensité et à leur mode d'action. *Paris*, 1839, in-4, de 72 pag. 2 fr. 50

Traité élémentaire de minéralogie et de géologie. *Paris*, 1840, in-8, avec figures. . . . . 6 fr.

Du sucre et de sa fabrication, suivi d'un précis de la législation qui régit cette industrie. *Paris*, 1841, in-8, avec 21 figures. . . . . 3 fr.

IMPRIMÉ CHEZ PAUL RENOUARD,
rue Garancière, n. 5.

TRAITÉ

DE CHIMIE

GÉNÉRALE ET EXPÉRIMENTALE,

AVEC LES APPLICATIONS

AUX ARTS, A LA MÉDECINE ET A LA PHARMACIE;

PAR A. BAUDRIMONT,

DOCTEUR EN MÉDECINE, PROFESSEUR AGRÉGÉ A LA FACULTÉ DE MÉDECINE DE PARIS

PROFESSEUR DE CHIMIE, ETC.

TOME DEUXIÈME

avec 67 figures intercalées dans le texte.

ASTOR LIBRARY NEW-YORK

A PARIS.

CHEZ J.-B. BAILLIÈRE,

LIBRAIRE DE L'ACADÉMIE ROYALE DE MÉDECINE,

RUE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE, 17.

A LONDRES, CHEZ H. BAILLIÈRE, 219, REGENT-STREET.

1846.

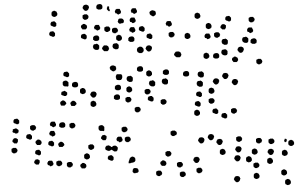


TABLE DES MATIÈRES.

DU TOME DEUXIÈME.

Vᵉ ORDRE. — BOROIDES.

BORIDES.

BORE 2
Acide borique 4
Borates 5
Borate hydrique . . . . . *Ib.*
Acide chloro-borique 7
Acide fluo-borique . . . . . *Ib.*
Fluo-borate hydrique 8
SILICIUM 9
Acide silicique 11
Silicates 13
Silicate hydrique 14
Acide chloro-silicique 15
Acide fluo-silicique 16
Fluo-siliciure hydrique 17
Observations sur l'équivalent du silicium 18

ALUMINIDES.

ALUMINIUM 19
Oxyde d'aluminium 20
Sulfure d'aluminium 22
Chlorure aluminique . . . . . *Ib.*
Hydrate aluminique 23
Sulfates aluminiques 24
Sulfate aluminique . . . . . *Ib.*
Alunogène . . . . . *Ib.*
GLUCYUM 27
Glucyne . . . . . *Ib.*
ZIRCONIUM . . . . . *Ib.*
Zircone 28
THORIUM . . . . . *Ib.*

VIᵉ — ORDRE. — CHROMOIDES.

CHROMIDES.

CHRÔME 29
Sesqui-oxyde de chrôme 30
Bi-oxyde de chrôme 32
Acide chrômique . . . . . *Ib.*
Acide chloroxychrômique 33
Acide fluo-chrômique . . . . . *Ib.*
Chrômates 34

Acides per-chrômique et per-chrômates 4
Sels chrômiques 4
Hydrate chrômique. 4
Sulfite chrômique. 5
Sulfate chrômique 5
Azotate chrômique. 6
VANADIUM. 7

MOLYBDIDES.

MOLYBDÈNE 1
Oxyde de molybdène 1
Bi-oxyde de molybdène 1
Acide molybdique 1
Acide sulfo-molybdique 1
TUNGSTÈNE. 1
Bi-oxyde de tungstène. 1
Bi-sulfure tungstique 1
Oxyde bleu de tungstène. 1
Acide tungstique. 1
Acide sulfo-tungstique. 1
Acide chloro-tungstique 1

VII^e ORDRE. — SIDÉROIDES.

FER. 1
Oxydes ferriques. 1
Equi-oxyde tri-ferrique. 1
Quadroxyde ferrique 1
Se-qui-oxyde ferrique 1
Acide ferrique. 1
Ferrates 1
Sous-sulfures de fer. 1
Equi-sulfure de fer. 1
Pyrite magnétique de Barèges 1
Sesqui-sulfure de fer 1
Bi-sulfure de fer 1
Equi-chlorure de fer. 1
Sesqui-chlorure de fer. 1
Brômure ferrique. 1
Iodure ferrique. 1
Sels de fer. 1
Hydrate de sesqui-oxyde de fer. 1
Carbonates équi-ferriques. 1
Sidéro-e 1
Junkérite. 1
Sulfates ferriques. 1
Sulfate équi-ferrique. 1
Sulfate sous-ferrique. 1
Azotates de fer. 1
Azotate équi-ferrique 1
Azotate sous-ferrique 1
Pho-phates de fer. 1
Arséniates de fer. 1

Scorodite 62
Pharmacosidérite . . . . . *Ib.*
Néoctèse 63
Silicates de fer . . . . . *Ib.*
Fontes 64
Fonte blanche 65
Fonte grise . . . . . *Ib.*
Fonte malléable 68
Acier . . . . . *Ib.*
Acier de fonte 69
Acier de cémentation . . . . . *Ib.*
Acier fondu 70
Acier de Damas . . . . . *Ib.*
Acier d'étoffe ou corroyé 71
Trempe de l'acier 72
Trempe en paquet 74
Extraction du fer . . . . . *Ib.*
MANGANÈSE 83
Composés oxygénés de manganèse 84
Equi-oxyde manganique . . . . . *Ib.*
Quadroxyde tri-manganique . . . . . *Ib.*
Sesqui-oxyde manganique . . . . . *Ib.*
Acerdèse 85
Bi-oxyde manganique . . . . . *Ib.*
Psilomélane 86
Acide manganique . . . . . *Ib.*
Manganates . . . . . *Ib.*
Acide hyper-manganique 87
Hyper-manganates . . . . . *Ib.*
Chlorure équi-manganique 88
Sesqui-chlorure manganique 89
Carbonate équi-manganique 90
Sulfate équi-manganique . . . . . *Ib.*
Sulfate sous-manganique 91
Hypo-sulfate manganique . . . . . *Ib.*
Silicates manganiques 92
URANIUM . . . . . *Ib.*
Oxydes d'uranium 93
Oxalate jaune d'urane 94
Sulfates d'urane . . . . . *Ib.*
TUNGSTIUM 96
TITANE . . . . . *Ib.*
TELLURIUM 97
NIOBIUM . . . . . *Ib.*
CERIUM . . . . . *Ib.*
COLUMBIUM 98
Oxyde columbique 99
Acide columbeux . . . . . *Ib.*

VIII^e ORDRE. — CUPROIDES.

COBALT 100
Oxydes de cobalt 101
Equi-oxyde de cobalt . . . . . *Ib.*
Sesqui-oxyde cobaltique 102

Sulfures cobaltiques 102
Equi-sulfure cobaltique . . . . . *Ib.*
Sesqui-sulfure cobaltique 103
Bi-sulfure cobaltique . . . . . *Ib.*
Chlorure équi-cobaltique . . . . . *Ib.*
Cyanure cobaltique 104
Arséniure cobaltique . . . . . *Ib.*
Sulfo-arséniure cobaltique . . . . . *Ib.*
Sels cobaltiques 105
Hydrate cobaltique . . . . . *Id.*
Carbonate cobaltique . . . . . *Ib.*
Oxalate équi-cobaltique . . . . . *Ib.*
Sulfate équi-cobaltique . . . . . *Ib.*
Azotate équi-cobaltique . . . . . *Ib.*
Phosphate hydro-bi-cobaltique . . . . . *Ib.*
Arséniate cobaltique 106
Traitement des minerais de cobalt . . . . . *Ib.*
Safre . . . . . *Ib.*
Arséniate cobaltique ou chaux métallique . . . . . *Ib.*
Azur 107
Produits purs du cobalt . . . . . *Ib.*
NICKEL 108
Oxydes de nickel 109
Equi-oxyde nickélique . . . . . *Ib.*
Sesqui-oxyde nickélique . . . . . *Ib.*
Sulfures nickéliques . . . . . *Ib.*
Equi-sulfure nickélique . . . . . *Ib.*
Arséniures nickéliques 110
Antimo-nickel . . . . . *Ib.*
Chloroïdures nickéliques . . . . . *Ib.*
Equi-chlorure nickélique . . . . . *Ib.*
Oxysels nickéliques 111
Carbonate nickélique . . . . . *Ib.*
Oxalate nickélique . . . . . *Ib.*
Equi-sulfate nickélique . . . . . *Ib.*
Extraction du nickel 112
CUIVRE 114
Hydrure bi-cuprique 118
Oxydes cupriques . . . . . *Ib.*
Oxyde bi-cuprique . . . . . *Ib.*
Equi-oxyde cuprique 120
Tri-oxyde quinti-cuprique 121
Bi-oxyde cuprique . . . . . *Ib.*
Sulfures cupriques . . . . . *Ib.*
Sulfure bi-cuprique . . . . . *Ib.*
Equi-sulfure cuprique . . . . . *Ib.*
Chalkopyrite 122
Philipsite . . . . . *Ib.*
Panabase et tennantite . . . . . *Ib.*
Chloroïdures cupriques . . . . . *Ib.*
Oxysels cupriques 123
Hydrate cuprique . . . . . *Ib.*
Carbonates cupriques 124
Malachite . . . . . *Ib.*
Azurite . . . . . *Ib.*

Mysorine. 124
Equi-sulfate cuprique. 125
Azotate cuprique. 127
Arsénite cuprique. . . . . *Ib.*
Alliages de cuivre. 128
Laiton. . . . . *Ib.*
Extraction du cuivre. 133

IX^e ORDRE. — ZINCOIDES.

MAGNÉSIUM. 135
Equi-oxyde magnésique. 136
Equi-chlorure magnésique. 137
Hydrate magnésique. . . . . *Ib.*
Equi-carbonate magnésique. . . . . *Ib.*
Carbonate de magnésie officinal. 138
Carbonates doubles magnésiques. . . . . *Ib.*
Sulfate magnésique. 139
Azotate magnésique. 140
Phosphates magnésiques. 141
Phosphate magnésico-ammonique. . . . . *Ib.*
Borates magnésiques. 142
Silicates magnésiques . . . . . *Ib.*
ZINC. 143
Oxoïdures zinciques. 145
Equi-oxyde zincique. . . . . *Ib.*
Sur-oxyde zincique. . . . . *Ib.*
Sulfure zincique. . . . . *Ib.*
Chloroïdures zinciques. 146
Chlorure zincique, ... *Ib.*
Iodure zincique, ... *Ib.*
Oxysels zinciques, ... 147
Carbonate zincique. . . . . *Ib.*
Sulfate zincique. . . . . *Ib.*
Azotate zincique. . . . . . *Ib.*
Calamine. 148
Extraction du zinc. . . . . . *Ib.*
CADMIUM. 149
Carbonate cadmique. 150
Sulfate cadmique. . . . . . *Ib.*
Extraction du cadmium. . . . . . *Ib.*

X^e ORDRE. — CALCOIDES.

CALCIUM. 152
Equi-oxyde calcique. . . . . *Ib.*
Bi-oxyde calcique. 154
Equi-sulfure calcique. . . . . *Ib.*
Poly-sulfure calcique. . . . . *Ib.*
Fluorure calcique. 155
Chlorure calcique. . . . . *Ib.*
Brômure calcique. 156
Phosphure calcique. . . . . *Ib.*
Hydrate calcique. 157
Carbonate calcique. . . . . *Ib.*

Calcaire 157
Arragonite. 159
Sulfate calcique. 160
Karsténite. . . . . *Ib.*
Gypse. . . . . *Ib.*
Sulfite calcique. 162
Hypo-chlorite calcique.. 163
Azotate calcique. 165
Phosphates calciques. . . . . *Ib.*
Phosphate tri-calcique. . . . . *Ib.*
Phosphate hydro-bi-calcique. . . . . *Ib.*
Phosphate calco-bi-hydrique. 166
Phosphate calcique des os. . . . . *Ib.*
Hypo-phosphite calcique. 167
Arséniates calciques. . . . . *Ib.*
Arsénite calcique. 168
Silicate calcique. . . . . *Ib.*
STRONTIUM.. 169
Equi-oxyde strontique. . . . . *Ib.*
Chlorure strontique.. . . . . *Ib.*
Hydrate strontique 170
Carbonate strontique. 171
Sulfate strontique. . . . . *Ib.*
Azotate strontique. . . . . *Ib.*
BARYUM.. 173
Equi-oxyde barytique. . . . . *Ib.*
Bi-oxyde barytique.. . . . . *Ib.*
Sulfures barytiques. 174
Chlorure barytique.. . . . . *Ib.*
Phosphure barytique. . . . . *Ib.*
Hydrate barytique. 175
Carbonate barytique. 176
Sulfate barytique. . . . . *Ib.*
Hypo-sulfate barytique. 177
Chlorate barytique. . . . . *Ib.*
Azotate barytique. . . . . *Ib.*
PLOMB. 178
Alliages de plomb. 180
Oxoïdures plombiques.. 181
Oxyde bi-plombique. . . . . *Ib.*
Equi-oxyde plombique.. . . . . *Ib.*
Massicot. . . . . *Ib.*
Litharge. 182
Minium. . . . . *Ib.*
Mine orange. 183
Bi-oxyde plombique . . . . . *Ib.*
Equi-sulfure plombique. 184
Chloroïdures plombiques.. 185
Chlorure plombique. . . . . *Ib.*
Iodure plombique. . . . . *Ib.*
Oxysels plombiques 186
Hydrate plombique.. . . . . *Ib.*
Carbonate plombique. . . . . *Ib.*
Oxalate plombique.. 188
Azotate plombique.. . . . . *Ib.*

Phosphate équi-plombique. 189
Phosphate bi-plombique. . . . . *Ib.*
Phosphate tri-plombique. . . . . *Ib.*
Arséniates plombiques. 190
Borate plombique. . . . . *Ib.*
Silicates plombiques. . . . . *Ib.*
Chrômate plombique. . . . . *Ib.*
Chrômate bi-plombique. 191
Extraction du plomb. . . . . . *Ib.*

XI^e ORDRE. — MATROIDES.

KALIDES.

POTASSIUM. 194
Oxoïdures potassiques. 197
Equi-oxyde potassique. . . . . *Ib.*
Oxyde hydro-potassique, ou hydrate potassique. . . . . *Ib.*
Tri-oxyde potassique. 201
Sulfures potassiques. . . . . . *Ib.*
Equi-sulfure potassique. . . . . *Ib.*
Quinti-sulfure potassique. 202
Foie de soufre. . . . . . *Ib.*
Chloroïdures potassiques. 203
Fluorure potassique. 204
Chlorure potassique. . . . . *Ib.*
Brômure potassique. 205
Iodure potassique. . . . . *Ib.*
Cyanure potassique. 207
Sulfo-cyanure potassique. 208
Azotoïdures potassiques. 209
Ammoniaque potassique. . . . . . *Ib.*
Ammoniaque hydro-potassique. 210
Oxysels potassiques . . . . . *Ib.*
Carbonate potassique. . . . . *Ib.*
Carbonate hydro-potassique. 212
Hypo-sulfite potassique. 213
Hypo-sulfate potassique. . . . . *Ib.*
Sulfate potassique. 214
Sulfate hydro-potassique. 215
Bi-sulfate potassique. . . . . *Ib.*
Hypo-chlorite potassique. 216
Chlorate potassique. . . . . *Ib.*
Hyper-chlorate potassique. 219
Azotate potassique. . . . . *Ib.*
Fondant de Baumé. 220
Poudre à tirer. 221
Etat naturel du nitre et théorie présumée de sa formation. . . . 227
Extraction du nitre. 230
Phosphates potassiques. 232
Arséniate potassico-bi-hydrique. . . . . *Ib.*
Antimoniates potassiques. 233
Sulfantimoniate potassique. 234
Sulfantimonite potassique. . . . . *Ib.*
Silicate potassique . . . . . *Ib.*

Calcaire 157
Arragonite. 159
Sulfate calcique. 160
Karsténite. . . . . *Ib.*
Gypse. . . . . *Ib.*
Sulfite calcique. 162
Hypo-chlorite calcique. 163
Azotate calcique. 165
Phosphates calciques. . . . . *Ib.*
Phosphate tri-calcique. . . . . *Ib.*
Phosphate hydro-bi-calcique. . . . . *Ib.*
Phosphate calco-bi-hydrique. 166
Phosphate calcique des os. . . . . *Ib.*
Hypo-phosphite calcique. 167
Arséniates calciques. . . . . *Ib.*
Arsénite calcique. 168
Silicate calcique. . . . . *Ib.*
STRONTIUM. 169
Equi-oxyde strontique. . . . . *Ib.*
Chlorure strontique. . . . . *Ib.*
Hydrate strontique 170
Carbonate strontique. 171
Sulfate strontique. . . . . *Ib.*
Azotate strontique. . . . . *Ib.*
BARYUM. 173
Equi-oxyde barytique. . . . . *Ib.*
Bi-oxyde barytique. . . . . *Ib.*
Sulfures barytiques. 174
Chlorure barytique. . . . . *Ib.*
Phosphure barytique. . . . . *Ib.*
Hydrate barytique. 175
Carbonate barytique. 176
Sulfate barytique. . . . . *Ib.*
Hypo-sulfate barytique. 177
Chlorate barytique. . . . . *Ib.*
Azotate barytique. . . . . *Ib.*
PLOMB. 178
Alliages de plomb. 180
Oxoïdures plombiques. 181
Oxyde bi-plombique. . . . . *Ib.*
Equi-oxyde plombique. . . . . *Ib.*
Massicot. . . . . *Ib.*
Litharge. 182
Minium. . . . . *Ib.*
Mine orange. 183
Bi-oxyde plombique. . . . . *Ib.*
Equi-sulfure plombique. 184
Chloroïdures plombiques. 185
Chlorure plombique. . . . . *Ib.*
Iodure plombique. . . . . *Ib.*
Oxysels plombiques. 186
Hydrate plombique. . . . . *Ib.*
Carbonate plombique. . . . . *Ib.*
Oxalate plombique. 188
Azotate plombique. . . . . *Ib.*

Phosphate équi-plombique. 189
Phosphate bi-plombique. . . . . *Ib.*
Phosphate tri-plombique. . . . . *Ib.*
Arséniates plombiques. 190
Borate plombique. . . . . *Ib.*
Silicates plombiques. . . . . *Ib.*
Chrômate plombique. . . . . *Ib.*
Chrômate bi-plombique. 191
Extraction du plomb. . . . . . *Ib.*

XI^e ORDRE. — NATROIDES.

KALIDES.

POTASSIUM. 194
Oxoïdures potassiques. 197
Equi-oxyde potassique. . . . . *Ib.*
Oxyde hydro-potassique, ou hydrate potassique. . . . . *Ib.*
Tri-oxyde potassique. 201
Sulfures potassiques. . . . . . *Ib.*
Equi-sulfure potassique. . . . . *Ib.*
Quinti-sulfure potassique. 202
Foie de soufre. . . . . . *Ib.*
Chloroïdures potassiques. 203
Fluorure potassique. 204
Chlorure potassique. . . . . *Ib.*
Brômure potassique. 205
Iodure potassique. . . . . *Ib.*
Cyanure potassique. 207
Sulfo-cyanure potassique. 208
Azotoïdures potassiques. 209
Ammoniaque potassique. . . . . . *Ib.*
Ammoniaque hydro-potassique. 210
Oxysels potassiques . . . . . *Ib.*
Carbonate potassique. . . . . *Ib.*
Carbonate hydro-potassique. 212
Hypo-sulfite potassique. 213
Hypo-sulfate potassique. . . . . *Ib.*
Sulfate potassique. 214
Sulfate hydro-potassique. 215
Bi-sulfate potassique. . . . . *Ib.*
Hypo-chlorite potassique. 216
Chlorate potassique. . . . . *Ib.*
Hyper-chlorate potassique. 219
Azotate potassique. . . . . *Ib.*
Fondant de Baumé. 220
Poudre à tirer. 221
Etat naturel du nitre et théorie présumée de sa formation. 227
Extraction du nitre. 230
Phosphates potassiques. 232
Arséniate potassico-bi-hydrique. . . . . *Ib.*
Antimoniates potassiques. 233
Sulfantimoniate potassique. 234
Sulfantimonite potassique. . . . . *Ib.*
Silicate potassique . . . . . *Ib.*

[illegible]
[illegible]
[illegible]

Carbonate hydro-sodique. 279
Carbonate hydro-bi-sodique. 280
Oxalate sodique. . . . . *Ib.*
Sulfite sodique. . . . . *Ib.*
Hypo-sulfite sodique. . . . . *Ib.*
Sulfate sodique. . . . . *Ib.*
Bi-sulfate sodique. 282
Sulfate hydro-sodique. . . . . *Ib.*
Hypo-chlorite sodique. 283
Azotate sodique. . . . . *Ib.*
Phosphates sodiques. 284
Phosphate hydro-bi-sodique. 285
Phosphate tri-sodique. . . . . . *Ib.*
Phosphate bi-hydro-sodique. . . . . . *Ib.*
Phosphate hydro-sodi-potassique. . . . . . *Ib.*
Phosphate bi-sodique. 286
Phosphate hydro-sodique. . . . . . *Ib.*
Phosphate équi-sodique. 287
Borate sodique. . . . . *Ib.*

XII^e ORDRE. — ARGYROIDES.

ARGENT. 290
Alliages d'argent. 292
Sulfure argentique. 294
Chlorure argentique. . . . . *Ib.*
Brômure argentique. 295
Iodure argentique, ... *Ib.*
Cyanure argentique. . . . . *Ib.*
Cyanure argentico-potassique. . . . . *Ib.*
Amidure argentique. 296
Carbonate argentique. . . . . *Ib.*
Oxalate argentique. . . . . *Ib.*
Sulfate argentique. 297
Séléniate argentique. . . . . . *Ib.*
Sulfite argentique. . . . . . *Ib.*
Hyposulfate argentique. . . . . . *Ib.*
Chlorate argentique. . . . . *Ib.*
Bromate argentique. 298
Iodate argentique. . . . . . *Ib.*
Azotate argentique. . . . . *Ib.*
Fulminate argentique. 300
Phosphates argentiques. 301
Arséniates argentiques. . . . . *Ib.*
Silicate argentique. . . . . *Ib.*
Chromate argentique. . . . . *Ib.*
Hypermanganate argentique. . . . . *Ib.*
Extraction de l'argent. 302
Purification de l'argent. 309
MERCURE 310
Amalgames. 311
Equi-oxyde mercurique. 313
Bi-oxyde mercurique. . . . . *Ib.*
Sulfure mercurique. 314
Bi-sulfure mercurique. . . . . *Ib.*

Chrômate potassique. 235
Bi-chrômate potassique. 237
Manganate et hyper-manganate potassiques . . . . . *Ib.*
LITHIUM. 238
Lithine. . . . . . *Id.*
Hydrate lithique. . . . . . *Ib.*
Chlorure lithique. . . . . . *Ib.*
Carbonate lithique. 239
Sulfate lithique. . . . . . *Ib.*
Phosphate lithique. . . . . . *Ib.*
Phosphate sodico-lithique. . . . . . *Ib.*
AMMONIUM. . . . . *Ib.*
Amidogène. 240
Ammoniaque. 242
Ammonium. 244
Composés ammoniques. 254
Amalgame d'ammonium. . . . . *Ib.*
Oxyde ammonique. 255
Sulfure ammonique. 256
Sulfure hydro-ammonique. . . . . *Ib.*
Bi-sulfure ammonique. . . . . *Ib.*
Poly-sulfure ammonique. 257
Chlorure ammonique. . . . . *Ib.*
Carbonates ammoniques. 259
Carbonate ammonique. 260
Carbonate hydro-ammonique. . . . . . *Ib.*
Sesqui-carbonate ammonique. . . . . . *Ib.*
Carbonate anhydre d'ammoniaque. 262
Oxalates ammoniques. . . . . *Ib.*
Oxalate ammonique. 263
Bi-oxalate ammonique. . . . . . *Ib.*
Sulfate ammonique. . . . . *Ib.*
Sulfite ammonique. 264
Hypo-sulfite ammonique. 265
Chlorate ammonique. . . . . *Ib.*
Azotate ammonique. . . . . *Ib.*
Phosphates ammoniques. 266
Phosphate bi-hydro-ammonique. 267
Phosphate hydro-bi-ammonique. . . . . . *Ib.*
Phosphate tri-ammonique. . . . . . *Ib.*
Phosphate ammoniaco-bi-magnésique. . . . . . *Ib.*
Arsénite ammonique. 268
Arséniates ammoniques. 269
Tableau des principaux dérivés de l'ammoniaque. 270

NATRIDES.

SODIUM. 272
Oxydes sodiques. . . . . . *Ib.*
Oxyde hydro-sodique. 273
Sulfures sodiques. . . . . . *Ib.*
Chlorure sodique. . . . . *Ib.*
Brômure sodique. 275
Iodure sodique. . . . . *Ib.*
Carbonate sodique. 276

Carbonate hydro-sodique. 279
Carbonate hydro-bi-sodique. 280
Oxalate sodique. . . . . *Ib.*
Sulfite sodique. . . . . *Ib.*
Hypo-sulfite sodique. . . . . *Ib.*
Sulfate sodique. . . . . *Ib.*
Bi-sulfate sodique. 282
Sulfate hydro-sodique. . . . . *Ib.*
Hypo-chlorite sodique. 283
Azotate sodique. . . . . *Ib.*
Phosphates sodiques. 284
Phosphate hydro-bi-sodique. 285
Phosphate tri-sodique. . . . . . *Ib.*
Phosphate bi-hydro-sodique. . . . . . *Ib.*
Phosphate hydro-sodi-potassique. . . . . . *Ib.*
Phosphate bi-sodique. 286
Phosphate hydro-sodique. . . . . . *Ib.*
Phosphate équi-sodique. 287
Borate sodique. . . . . *Ib.*

XII^e ORDRE. — ARGYROIDES.

ARGENT. 290
Alliages d'argent. 292
Sulfure argentique. 294
Chlorure argentique. . . . . *Ib.*
Brômure argentique. 295
Iodure argentique, ... *Ib.*
Cyanure argentique. . . . . *Ib.*
Cyanure argentico-potassique. . . . . *Ib.*
Amidure argentique. 296
Carbonate argentique. . . . . *Ib.*
Oxalate argentique. . . . . *Ib.*
Sulfate argentique. 297
Séléniate argentique. . . . . . *Ib.*
Sulfite argentique. . . . . . *Ib.*
Hyposulfate argentique. . . . . . *Ib.*
Chlorate argentique. . . . . *Ib.*
Bromate argentique. 298
Iodate argentique. . . . . . *Ib.*
Azotate argentique. . . . . *Ib.*
Fulminate argentique. 300
Phosphates argentiques. 301
Arséniates argentiques. . . . . *Ib.*
Silicate argentique. . . . . *Ib.*
Chromate argentique. . . . . *Ib.*
Hypermanganate argentique. . . . . *Ib.*
Extraction de l'argent. 302
Purification de l'argent. 309
MERCURE 310
Amalgames. 311
Equi-oxyde mercurique. 313
Bi-oxyde mercurique. . . . . *Ib.*
Sulfure mercurique. 314
Bi-sulfure mercurique. . . . . *Ib.*

Chloroïdures mercuriques. 316
Equi-chlorure mercurique. . . . . *Ib.*
Bi-chlorure mercurique. 319
Sel alembroth. 321
Brômure équi-mercurique. 322
Bi-brômure mercurique. . . . . *Ib.*
Equi-iodure mercurique . . . . . *Ib.*
Sesqui-iodure mercurique. 323
Bi-iodure mercurique. . . . . *Ib.*
Bi-cyanure mercurique. 324
Carbonates mercuriques. 325
Oxalates mercuriques. . . . . *Ib.*
Sulfate mercurique. 326
Sulfate hémi-mercurique. . . . . *Ib.*
Sulfate tri-mercurique. . . . . *Ib.*
Azotate mercurique. . . . . *Ib.*
Azotate hémi-mercurique. 327
Fulminate mercurique. 328
Chrômate équi-mercurique. 329
Extraction du mercure. . . . . *Ib.*
OR. 330
Alliages d'or. 331
Equi-oxyde aurique. 334
Acide aurique. 335
Chlorure aurique. 336
Acide chloraurique. . . . . *Ib.*
Chloraurate hydrique. . . . . *Ib.*
Chloraurate potassique. . . . . *Ib.*
Chloraurate ammonique. . . . . *Ib.*
Chloraurate sodique. 337
Or fulminant. . . . . *Ib.*
Pourpre de Cassius. 338
Extraction de l'or. 340

XIII^e^ ORDRE. — PLATINOÏDES.

PLATINIDES.

PLATINE. 344
Platine en éponge. 346
Noir de platine. . . . . *Ib.*
Oxyde platinique. 347
Acide platinique. . . . . *Ib.*
Chlorure platinique. . . . . *Ib.*
Acide chloroplatinique. 349
Chloroplatinate potassique. . . . . *Ib.*
Chloroplatinate ammonique. . . . . *Ib.*
Composés de la série platinammonique. 350
Composés étudiés par M. Gros. 351
Composé nitrique. . . . . *Ib.*
Composés platinés de la première série de M. Reiset. 352
Extraction et travail du platine. 353
PALLADIUM. 356
Oxyde palladique. . . . . *Ib.*
Acide palladique. . . . . *Ib.*

Acide chloropalladique. 357
Cyanure palladique. . . . . *Ib.*
Azotate palladique. . . . . *Ib.*
IRIDIUM. 358
RUTHÉNIUM. 359

OSMIDES.

OSMIUM. 360
Oxyde osmique. 361
Bioxyde osmique. . . . . *Ib.*
Acide osmieux. . . . . *Ib.*
Acide osmique. . . . . *Ib.*
Sesquichlorure osmique. 362
Bichlorure osmique. . . . . *Ib.*
Extraction de l'osmium et de l'iridium. . . . . *Ib.*
RHODIUM. 363
Sesquichlorure rhodique. . . . . *Ib.*
Extraction du rhodium. 364

XIV^e^ ORDRE. — STANNOIDES.

ÉTAIN. 365
Alliages d'étain. 366
Equi-oxyde stannique 367
Oxide hydro-stannique. 368
Sesqui-oxyde stannique . . . . . *Ib.*
Acides stanniques. 369
Acide stannique blanc. 370
Stannates ou *métastannates*. . . . . *Ib.*
Métastannate sihydrique. . . . . *Ib.*
Métastannates natroïdiques. 371
Appendice aux stanates. 373
Equi-sulfure stannique. 374
Sesqui-sulfure stannique . . . . . *Ib.*
Acide sulfo-stannique 375
Equi-chlorure stannique. 376
Sesqui-chlorure stannique. 377
Acide chloro-stannique. . . . . *Ib.*
Brômures stanniques. 378
Iodures stanniques. . . . . *Ib.*
Sulfate équi-stannique. . . . . *Ib.*
Dissolution d'étain de Brancroft . . . . . *Ib.*
Extraction de l'étain. 379
TITANE. 380
Acide titanique 381
Rutile. . . . . *Ib.*
Anatase. . . . . *Ib.*
Titanate hydrique. . . . . *Ib.*
Acide chloro-titanique. . . . . *Ib.*

APPENDICE A LA CHIMIE MINÉRALE.

ALUNS . . . . . *Ib.*
Alun potassique. 385

Alun ammonique. 389
Alun sodique. . . . . *Ib.*
Alun chromico-potassique . . . . . *Ib.*
Alun ferrico-potassique. 390
Alun manganico-potassique. . . . . *Ib.*
SILICATES. 391
Silicates naturels . . . . . *Ib.*
Silicates artificiels 409
Verres. . . . . *Ib.*
Verre soluble. 411
Verres sodico-calciques. 412
Glaces de Saint-Gobin. . . . . . *Ib.*
Verre à vitres. 413
Verres potassico-calciques. 414
Verre de Bohéme. . . . . . *Ib.*
Crown-glass. . . . . . *Ib.*
Verres potassico-plombiques. . . . . *Ib.*
Cristal. . . . . . *Ib.*
Flint-glass. . . . . . *Ib.*
Strass. . . . . . *Ib.*
Verre à bouteilles. 416
Verres de couleur. 418
Verre doublé. 420
Pierres précieuses factices. . . . . *Ib.*
Emaux. 421
Peinture sur verre. 423
Peinture sur émail. 424
Observations sur le constitution chimique du verre 425
Mortiers à bâtir 427

CHIMIE SPÉCIALE

PARTIE ORGANIQUE.

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES 443

1.

CORPS MOLÉCULAIRES OU DÉFINIS.

1er GROUPE. — MÉTHÉNÉS.

MÉTHÈNE 484
MÉTHYLE. . . . . *Ib.*
MÉTHOL. . . . . *Ib.*
MÉTHATES OU FORMIATES 486
Méthate-hydrique 487
MÉTHER. 488
Sulfo-méther 489
Chlor-méther . . . . . *Ib.*
Sali-méthers ou éthers méthénés composés 490
Sulfate méthérique ou méthylique. . . . . *Ib.*

Azotate méthérique ou méthylique. 490
Oxalate méthérique ou méthylique. 491
Acétate méthérique ou méthylique. 492
Formiate méthérique ou méthylique . . . . . *Ib.*
Butyrate méthérique. . . . . *Ib.*
Benzoate méthérique ou méthylique 493

IIe GROUPE. — ZYMOGÈS.

ÉTHÈNE. 494
ÉTHYLE. . . . . *Ib.*
ALCOOL . . . . . *Ib.*
ACÉTATES 511
Acétate hydrique . . . . . *Ib.*
Acétate sous-aluminique. 514
Acétate ferrique. 515
Acétate sous-ferrique. . . . . *Ib.*
Acétate manganique. . . . . *Ib.*
Acétate cobaltique. 516
Acétates cupriques . . . . . *Ib.*
Vert-de-gris 517
Acétate sesqui-basique . . . . . *Ib.*
Acétate tribasique. . . . . . *Ib.*
Acétate calcique. . . . . *Ib.*
Acétate barytique. 518
Acétate plombique . . . . . *Ib.*
Acétate plombo-bi-plombique 519
Acétate potassique 520
Acétate ammonique. . . . . *Ib.*
Acétate sodique. 521
Acétates mercuriques . . . . . *Ib.*
Acétate hémi-mercurique . . . . . *Ib.*
Chloracétates. 522
Chloracétate hydrique . . . . . *Ib.*
ALDÉHYDE . . . . . *Ib.*
ACÉTITES. 523
ÉTHERS. 524
Zyméther . . . . . *Ib.*
Sulféther ou sulfozyméther. 530
Chloréther 531
Bromether 532
Iodéther . . . . . *Ib.*
Cyanéther . . . . . *Ib.*
Éthers composés ou salins 533
Sulfate éther-hydrique. . . . . *Ib.*
Oxalate éthérique. 535
Carbonate éthérique. 536
Silicates éthériques 537
Azotite éthérique. 538
Azotate éthérique. . . . . *Ib.*
Formiate éthérique 539
Éther chloroxycarbonique . . . . . *Ib.*
Acétate éthérique. 540
Butyrate éthérique 541
Valérate éthérique . . . . . *Ib.*

Œnanthite éthérique 541
Succinate éthérique 542
Citrate éthérique. . . . . *Ib.*
Mucate éthérique 543
Pyromucate éthérique 544
Benzoate éthérique . . . . . *Ib.*
Observations générales sur les éthers chlorés des séries méthéniques et zymosique. 545
Acétone 557
Sulfozyméther 558
Sulfalcool. 559
Éthers chlorés 561
Tableau général des composés du groupe zymosique. 564

IIIe GROUPE. — GLYCÉRÉS.

GLYCÉRINE. 565
GLYCÉRINE. . . . . *Ib.*
Sulfate glycer-hydrique. 566
Sulfate glycéro-calcique. . . . . *Ib.*
Phosphate glycer-hydrique. 567
ACROLÉINE. . . . . *Ib.*
Acrylate hydrique. 568
Acrylate sodique. . . . . *Ib.*

IVe GROUPE. — GALACTÉS.

BUTYRÉS.

BUTYRÈNE. 570
BUTYRYLE. . . . . *Ib.*
BUTYRATES. . . . . *Ib.*
Butyrate hydrique. . . . . *Ib.*
Butyrate magnésique. 572
Butyrate calcique. . . . . *Ib.*
Butyrate barytique. . . . . *Ib.*
Butyrate plombique. 573
Butyrate potassique. . . . . *Ib.*
Butyrate ammonique. . . . . *Ib.*
Butyrate argentique. . . . . *Ib.*
Butyrate cuprique. . . . . *Ib.*
BUTYRAMIDE. . . . . *Ib.*
BUTYRINE. 574
BUTYRONE. . . . . *Ib.*
BUTYRAZOTATES. 575
CHLOROBUTYRÈNE. . . . . *Ib.*
CAPRATES. . . . . *Ib.*
Caprate hydrique. . . . . *Ib.*
Caprate barytique. 576
CAPROATES. . . . . *Ib.*
Caproate hydrique. . . . . *Ib.*
Caproate barytique. . . . . *Ib.*
Caproate argentique. . . . . *Ib.*
Caproates alcalins. . . . . *Ib.*
Caproate éthérique. . . . . *Ib.*

CAPRYLATES. 576
Caprylate barytique. . . . . *Ib.*
Caprylate plombique. 577
Caprylate argentique. . . . . *Ib.*
VACCINATES. . . . . *Ib.*
Vaccinate barytique . . . . . *Ib.*
Extraction des sels hydriques volatils du beurre 578
PHOCÉNATES. 579
Phocénate hydrique. . . . . *Ib.*
Phocénates natroïdiques. . . . . *Ib.*
HIRCATES. 580
Hircate hydrique. . . . . *Ib.*

LACTÉS.

MUCINE. . . . . *Ib.*
Mucate hydrique. 582
Pyromucate hydrique. . . . . *Ib.*
Lactate hydrique. 583
Acide lactique anhydre. 584
Lactide. 585
Lactate équi-ferrique. 586
Lactates natroïdiques. . . . . *Ib.*
Lactate calcique. . . . . *Ib.*
Lactate barytique. . . . . *Ib.*
Lactate plombique. . . . . *Ib.*
Lactate cuprique. . . . . *Ib.*
LACTONE. 587
Tableau du groupe des galactés. 588

Vᵉ GROUPE. — AMYLÉS.

AMYLÈNE. 589
AMYLOL. 590
Sulfamylol. . . . . *Ib.*
VALÉRATES. . . . . *Ib.*
Valérate hydrique. 591
Valérates. . . . . . *Ib.*
Chloro-valérisate hydrique ou acide chloro-valérisique. . . . *Ib.*
Chloro-valérosate hydrique ou acide chloro-valérosique. . . . *Ib.*
AMYLÉTHER. 592
Sulfamyléther. . . . . *Ib.*
Chloramyléther. . . . . *Ib.*
Brômamyléther. . . . . *Ib.*
Iodamyléther. . . . . *Ib.*
Oxalate amyléthérique. 593
Acétate amyléthérique. . . . . *Ib.*
Valérate amyléthérique. . . . . *Ib.*
VALÉRAL. . . . . *Ib.*
Valéral chloré. 594
VALÉRONE. . . . . *Ib.*
Tableau du groupe des amylés . . . . . *Ib.*

VI^e GROUPE. — CÉTÉNÉS.

CÉTÈNE. 596
CÉTYLE. . . . . *Ib.*
CÉTATE. . . . . *Ib.*
Cétate hydrique. 597
Cétate potassique. . . . . *Ib.*
CÉTOL 598
Cétate éthérique. . . . . *Ib.*

VII^e GROUPE. — LIPARÉS.

ADIPÉS.

OLÉATES 601
Oléate hydrique. . . . . *Ib.*
Oléates métalliques. 603
Oléate potassique. . . . . *Ib.*
Oléate sodique. . . . . *Ib.*
Oléate plombique. 604
Oléates éthérique et méthérique . . . . . *Ib.*
Oléate glycérique . . . . . *Ib.*
ÉLAÏDATES. 606
Elaïdate hydrique. . . . . *Ib.*
Elaïdates métalliques. 607
Elaïdate éthérique. . . . . *Ib.*
Elaïdate méthérique. . . . . *Ib.*
Elaïdate glycérique. . . . . *Ib.*
SÉBATES. 608
Sébate hydrique. . . . . *Ib.*
Sébate éthérique. . . . . *Ib.*
MARGARATES. 609
Margarate hydrique. . . . . *Ib.*
Margarone. . . . . *Ib.*
Margarate potassique. 611
Margarate sodique. . . . . *Ib.*
Margarate calcique. . . . . *Ib.*
Margarate plombique. . . . . *Ib.*
Margarate éthérique. . . . . *Ib.*
Margarate glycérique. . . . . *Ib.*
STÉARATES. 612
Stéarate hydrique. . . . . *Ib.*
Stéarates potassiques. 613
Stéarates sodiques. . . . . *Ib.*
Stéarates calcoïdiques. 614
Stéarate éthérique. . . . . *Ib.*
Stéarate glycérique. . . . . *Ib.*
Azolrate hydrique 616
Azélate hydrique . . . . . *Ib.*
Subérate hydrique . . . . . *Ib.*
Pimélate hydrique . . . . . *Ib.*
Adipate hydrique . . . . . *Ib.*
Lipate hydrique. . . . . *Ib.*
Succinate hydrique. 617
Succinate ammonique. . . . . *Ib.*

Métoléate hydrique. 619
Hydroléate hydrique . . . . . *Ib.*
Métamargarate hydrique . . . . . *Ib.*
Hydromargaritate hydrique . . . . . *Ib.*
Hydromargarate hydrique . . . . . *Ib.*
OLÉÏNE.. 620
ÉLAÏNE.. . . . . *Ib.*

RICINÉS.

Huile de ricin et ses dérivés. . . . . . *Ib.*
Elaïodate hydrique. 621
Ricinate hydrique. . . . . *Ib.*
Margaritate hydrique . . . . . *Ib.*
Œnanthylate hydrique. . . . . *Ib.*
ŒNANTHITES 622
Œnanthite éthérique. . . . . *Ib.*
ŒNANTHAL. . . . . *Ib.*
PALMINE ET PALMATE HYDRIQUE. . . . . *Ib.*

PHYTOSTÉARÉS.

COCINATES. 623
Cocinate hydrique. . . . . *Ib.*
MYRISTATES. 624
Myristate hydrique. . . . . *Ib.*
Myristates natroïdiques. . . . . *Ib.*
Myristate éthérique. . . . . *Ib.*
Myristate glycérique. . . . . *Ib.*
LAUROSTÉARATES. . . . . *Ib.*
Annexes des liparés 625
Corps gras naturels. . . . . *Ib.*
Suif de bœuf. 626
Beurre de lait de vache. . . . . *Ib.*
Suif de mouton. 627
Suif de boue.. 628
Graisse humaine. . . . . *Ib.*
Graisse de porc. . . . . *Ib.*
Graisse de jaguar. 629
Huile de pieds de bœuf. . . . . *Ib.*
Blanc de baleine. . . . . *Ib.*
Huile de cachalot. . . . . *Ib.*
Huile de baleine.. . . . . *Ib.*
Graisse d'oie.. . . . . *Ib.*
Huile d'olive.. 630
Huile d'amandes.. 632
Huile de faine. . . . . *Ib.*
Huile de noisettes. . . . . *Ib.*
Huile de colza. . . . . *Ib.*
Huile de navette.. . . . . *Ib.*
Huile de moutarde blanche.. . . . . *Ib.*
Huile de moutarde noire. . . . . *Ib.*
Huiles siccatives. 633
Huile d'oliette. . . . . *Ib.*
Huile de lin. . . . . *Ib.*

Huile de chenevis. 634
Huile de noix. . . . . *Ib.*
Huile de ricin. . . . . *Ib.*
Tableau du groupe des liparés. 635
Tableau indiquant les principales propriétés des huiles végétales. . . 636

VIII^e^ GROUPE. — CÉRÉS.

Cire d'abeilles 638
MYRICINE 639
CÉRAÏNE ET CÉRINE. 640
Cire de myrica 642
Cire de la Chine 643
Cire d'ocuba. . . . . *Ib.*
Cire de bicuiba. 644
Cire de carnauba. . . . . *Ib.*
Cire de palmier. 645
Cire de la canne à sucre . . . . . *Ib.*
Cire des Andaquies. 647
Cire de Japon 648

IX^e^ GROUPE. — MOSCHÉS.

AMBRÉINE 649
Acide ambréique. . . . . *Ib.*
CASTORINE 650
CHOLESTÉRINE . . . . . *Ib.*
Acide cholestérique. 651

X^e^ GROUPE. — SACCHARÉS.

SUCRE 652
Extraction du sucre 659
Sucre candi 665
Sucre d'orge . . . . . *Ib.*
SUCRES INCRISTALLISABLES. . . . . *Ib.*
Carpomel . . . . . *Ib.*
Pyromel 666
Glucose. . . . . *Ib.*
Sucre insipide 669
Sucre de champignons . . . . . *Ib.*
Appendice aux saccharés . . . . . *Ib.*
SALICINE 670
Salirétine. 671
Saligénine. . . . . *Ib.*
Hydrure de salicyle. 672
Salicylates . . . . . *Ib.*
PHLORIZEINE. 673
Phlorizéine 674
MANNITE. . . . . *Ib.*
Tableau du groupe des saccharés 675

XI^e^ GROUPE. — CITRÉS.

CITRATES 676

ACONITATES, ITACONATES ET CITRACONATES 678
MALATES. 679
MALÉATES ET PARAMALÉATES 681
Tableau du groupe de citrés . . . . . *Ib.*

XII^e GROUPE. — TARTRÉS.

TARTRATES 683
Tartrate hydrique. . . . . *Ib.*
Tartrate bi-ferrique. 684
Tartrate ferro-potassique . . . . . *Ib.*
Tartrate sous-ferro-potassique. . . . . *Ib.*
Boules de Nancy. . . . . *Ib.*
Tartrates calciques 685
Tartrate bi-potassique 686
Tartrate hydro-potassique . . . . . *Ib.*
Tartrate potassico-sodique 687
Tartrate bi-sodique. . . . . *Ib.*
Tartrate hydro-sodique. . . . . *Ib.*
Tartrates ammoniques 688
Crème de tartre soluble. . . . . *Ib.*
Émétique . . . . . *Ib.*
PARATARTRATES 691
Paratartrate hydrique . . . . . *Ib.*
TARTRALATE ET TARTRÉLATE HYDRIQUES, ACIDE TARTRIQUE ANHYDRE, PYRUVATES ET PYROTARTRATES 692
Tableau du groupe des tartrés. 693

XIII^e GROUPE. — TANNÉS.

TANNIN 694
Tannates 696
Mimotannin . . . . . *Ib.*
GALLATES, ELLAGATES, PYRO-GALLATES ET MÉTA-GALLATES. 697
Gallate hydrique. . . . . *Ib.*
Acide métagallique 698
Ellagate hydrique. . . . . *Ib.*
Tableau du groupe des tannés. . . . . *Ib.*

XIV^e GROUPE. — MÉCONÉS.

Méconates. 699
Coménates. . . . . *Ib.*
Pyroméconates. . . . . *Ib.*

XV^e GROUPE. — BALSAMÉS.

BENZÉS.

BENZÈNE. 700
Stylbène. 701
Benzoène. 702
BENZOYLE . . . . . *Ib.*
Benzyle . . . . . *Ib.*
BENZIDE. 703

Essence d'amandes amères purifiée. 704
Benzoïne. 705
BENZITES . . . . . *Ib.*
BENZATES 706
Benzate hydrique. . . . . *Ib.*
Benzates métalliques 707
BENZIMIDE . . . . . *Ib.*
BENZAMIDE. 708
BENZONE . . . . . *Ib.*
Guayacyle. 709
Appendice aux benzés . . . . . *Ib.*
AMYGDALINE . . . . . *Ib.*
AMYGDALATES. 710
HIPPURATES. 711
Hippurate hydrique. . . . . . *Ib.*

CINNAMÉS.

CINNIDE. 713
Cinnamates. 714
Cinnamate éthérique. . . . . *Ib.*
Appendice aux balsamés 715
Benjoin. . . . . *Ib.*
Baume du Pérou et baume de tolu. 716
Cinnaméine. 717
Péruvine. . . . . *Ib.*
Tolène. . . . . *Ib.*
Coumarine. . . . . *Ib.*
Tableau du groupe des balsamés 718

XVI^e GROUPE. — MURONÉS.

Essences ou huiles essentielles, ou huiles volatiles. 720

TÉRÉNÉS.

Essence de citron. 725
Citrène. . . . . *Ib.*
Citrilène. 726
Essence de copahu. . . . . *Ib.*
Essence d'élémi. . . . . *Ib.*
Essence de térébenthine. 727
Camphène ou térébène. 728
Peucyl ou peucylène et térébilène. 729
Hydrate d'essence de térébenthine. . . . . . *Ib.*
Colophène. 730
Essence éthérée du pinus abies 731
Essence de cubèbe. . . . . *Ib.*
Essence de genièvre. 732
Essence de poivre. . . . . *Ib.*
Térébenthines des conifères. 733
Pinate hydrique. 734
Sylvate hydrique. . . . . . *Ib.*
Térébenthine de copahu. . . . . *Ib.*

CAMPHRÉS.

CAMPHRE DES LAURINÉES. 736
Acide camphique anhydre. 739
Huile de camphre. . . . . *Ib.*
CAMPHRE DE BORNÉO. 740
Bornéène . . . . . *Ib.*

ANISÉS.

ESSENCE D'ANIS. . . . . *Ib.*
Essence d'anis concrète. . . . . *Ib.*
Anisoïne . . . . . *Ib.*
Aniside 741
Anisate hydrique. . . . . . *Ib.*
Anisole . . . . . *Ib.*
Essence d'estragon . . . . . *Ib.*
Essence de fenouil amer. . . . . . *Ib.*
Essence de cumin. . . . . *Ib.*
Cymène 742
Cuminol . . . . . *Ib.*
Cuminate hydrique. . . . . *Ib.*

GAULTHÉRIÉS.

ESSENCE DE GAULTHERIA PROCUMBENS. . . . . *Ib.*
Gaulthérylène 743
Salicylate méthérique. . . . . . *Ib.*

APPENDICE AUX MURONÉS.

Essence d'absinthe 744
Essence d'aspic . . . . . *Ib.*
Essence de cajeput. . . . . *Ib.*
Essence de camomille . . . . . *Ib.*
Essence de cèdre. 745
Cédrène . . . . . *Ib.*
Essence de girofle. . . . . *Ib.*
Acide eugénique . . . . . *Ib.*
Eugénine 746
Cariophylline. . . . . . *Ib.*
Hélénine . . . . . *Ib.*
Hélénène 747
Essence de menthe poivrée. . . . . *Ib.*
Menthène . . . . . *Ib.*
Essence de néroli. . . . . *Ib.*
Essence de sassafras. 748
Essence d'ulmaire . . . . . *Ib.*
Essence de valériane. . . . . *Ib.*
Essences sulfurées 749
Essences de moutarde noire, de cochléaria, de raifort, de racine d'alliaire. . . . . *Ib.*
Essence d'ail 751
Tableau du groupe des muronés. 753

XVII^e GROUPE. — COLORÉS.

MATIÈRES BLEUES.

INDIGO. 757
Indigotine 758
Indigo blanc. 759
Isatine. 761
TOURNESOL. 763
Tournesol en pains. . . . . *Ib.*
Erythroléine 765
Erythrolitmine . . . . . *Ib.*
Azolitmine . . . . . *Ib.*
Tournesol en drapeaux. . . . . *Ib.*
ORSEILLE 766
Lécanorine. . . . . *Ib.*
Orcine. 767
Orcéine . . . . . *Ib.*
Variolarine . . . . . *Ib.*
Erythriline . . . . . *Ib.*
Erythrine. 768
Amarythrine est télérythrine . . . . . *Ib.*

MATIÈRES ROUGES.

GARANCE 768
Xanthine. . . . . *Ib.*
Alizarine. 770
Purpurine . . . . . *Ib.*
COCHENILLE. 771
Carmine 772
Carméine . . . . . *Ib.*
CARTHAME 773
Carthamine . . . . . *Ib.*
Carthaméine. 774
BOIS DE CAMPÊCHE. . . . . *Ib.*
Hémathine . . . . . *Ib.*
Hémathéine 775
Hémathéine bi-ammonicale . . . . . *Ib.*
Hémathéine quadri-plombique. . . . . *Ib.*
BOIS DES ILES. . . . . *Ib.*
Brésiline. . . . . *Ib.*
Santaline. . . . . *Ib.*
Orcanette. 776

MATIÈRES JAUNES.

Bixine 776
Bixéine. 777
Carotine . . . . . *Ib.*
Jaune de carthame . . . . . *Ib.*
Chelidoxanthine. . . . . *Ib.*
Curcumine ou jaune de curcuma. 778
Jaune de datisca. . . . . *Ib.*
Fustine . . . . . *Ib.*

Fustéine ou jaune de fustet. 778
Résine jaune de gomme gutte. . . . . *Ib.*
Jaune du lichen parietinus. 779
Lutéoline. . . . . *Ib.*
Morine . . . . . *Ib.*
Moréine ou morin . . . . . *Ib.*
Quercitrine 780
Quercitréine . . . . . *Ib.*
Rhabarbarine . . . . . *Ib.*
Rhamnine. 781
Rhamnéine . . . . . *Ib.*
Jaune de safran . . . . . *Ib.*
Spiréine . . . . . *Ib.*
Xanthophylline . . . . . *Ib.*
Tableau du groupe des colorés. 782

XVIII^e^ GROUPE. — ALCALÉS.

ALCALOÏDES DES PAPAVÉRACÉES 788
Morphine. . . . . *Ib.*
Sels de morphine. 791
Chlorure morphique. . . . . *Ib.*
Carbonate morphique 792
Sulfate morphique . . . . . *Ib.*
Azotate morphique . . . . . *Ib.*
Phosphate morphique . . . . . *Ib.*
Acétate morphique . . . . . *Ib.*
Méconate morphique . . . . . *Ib.*
Codéine 793
Sels de codéine 794
Narcotine. 795
Sels de narcotine. 796
Chlorure narcotique. . . . . *Ib.*
Sulfate narcotique. . . . . *Ib.*
Acétate narcotique . . . . . *Ib.*
Thébaïne. 797
Pseudo-morphine . . . . . *Ib.*
Narcéine. 798
ALCALOÏDES DES CHÉLIDONIA. 799
Chélérythrine . . . . . *Ib.*
Glaucine . . . . . *Ib.*
Glaucopicrine . . . . . *Ib.*
Chélidonine 800
Corydaline 801
Fumarine . . . . . *Ib.*
Sanguinarine. . . . . *Ib.*
ALCALOÏDES DES CINCHONA. . . . . *Ib.*
Quinine . . . . . *Ib.*
Sels de quinine 803
Chlorure quinique . . . . . *Ib.*
Chlorate quinique . . . . . *Ib.*
Iodures quiniques 804
Iodate quinique. . . . . *Ib.*
Oxalate quinique. . . . . *Ib.*
Ferro-cyanure quinique. . . . . *Ib.*

Sulfate quinique basique 804
Sulfate quinique neutre. . . . . *Ib.*
Phosphate quinique 805
Quinate quinique . . . . . *Ib.*
Gallate quinique. 806
Cinchonine . . . . . *Ib.*
Sels cinchoniques. 807
Chlorure cinchonique . . . . . *Ib.*
Sulfate cinchonique neutre basique . . . . . *Ib.*
Bisulfate cinchonique. . . . . . *Ib.*
Iodure cinchonique . . . . . *Ib.*
Iodate cinchonique . . . . . *Ib.*
Chlorate cinchonique. . . . . *Ib.*
Phosphate cinchonique . . . . . *Ib.*
Oxalate cinchonique . . . . . *Ib.*
Aricine 808
Quinoïdine . . . . . *Ib.*
Pitoxine . . . . . *Ib.*
Quinoléine. . . . . *Ib.*
ALCALOÏDES DES SOLANÉS 809
Atropine. . . . . *Ib.*
Sels d'atropine. 810
Chlorure atropique. . . . . *Ib.*
Azotate atropique . . . . . *Ib.*
Sulfate atropique. . . . . *Ib.*
Arétate atropique. . . . . *Ib.*
Solanine . . . . . *Ib.*
Sels de solanine 811
Hyoscyamine. . . . . *Ib.*
Daturine. 812
Stramonine 813
Nicotine . . . . . *Ib.*
Capsicine 814
ALCALOÏDES DES STRYCHNÉES . . . . . *Ib.*
Strychnine . . . . . *Ib.*
Sels de strychnine 815
Chlorure strychnique. 816
Sulfocyanure strychnique . . . . . *Ib.*
Carbonate strychnique . . . . . *Ib.*
Sulfate strychnique . . . . . *Ib.*
Azotate strychnique . . . . . *Ib.*
Phosphate strychnique 817
Brucine . . . . . *Ib.*
Sels de brucine 818
Chlorure brucique . . . . . *Ib.*
Iodure brucique . . . . . *Ib.*
Azotate brucique. . . . . *Ib.*
Curarine 818
ALCALOÏDES DES COLCHICACÉES 819
Vératrine . . . . . *Ib.*
Sels de vératrine. 820
Chlorure vératrique. . . . . *Ib.*
Sulfate vératrique. . . . . *Ib.*
Sabadilline . . . . . *Ib.*
Colchicine . . . . . *Ib.*

Jervine 821
ALCALOÏDES DES RENONCULACÉES. . . . . *Ib.*
Aconitine. . . . . *Ib.*
Delphine. . . . . *Ib.*
Staphysain 822
ALCALOÏDES DES OMBELLIFÈRES . . . . . *Ib.*
Conine . . . . . *Ib.*
Sels coniques. 823
Chlorure conique. . . . . *Ib.*
Azotate conique . . . . . *Ib.*
Cicutine. . . . . *Ib.*
Cynapine. . . . . *Ib.*
Chœrophylline . . . . . *Ib.*
Émétine et ses annexes . . . . . *Ib.*
Émétine 824
Chiococcine. 825
Violine . . . . . *Ib.*
ALCALOÏDES MOINS IMPORTANS OU MOINS CONNUS QUE LES PRÉCÉDENS. . . *Ib.*
Apirine . . . . . *Ib.*
Asarine . . . . . *Ib.*
Azadirine. . . . . *Ib.*
Bébéérine. . . . . *Ib.*
Buxine . . . . . *Ib.*
Caféine 826
Carapine. . . . . *Ib.*
Castine . . . . . *Ib.*
Convolvuline. . . . . *Ib.*
Crotonine. . . . . *Ib.*
Cusparine. . . . . *Ib.*
Daphnine 827
Digitaline. . . . . *Ib.*
Esenbeckine . . . . . *Ib.*
Eupatorine . . . . . *Ib.*
Euphorbine . . . . . *Ib.*
Harmaline . . . . . *Ib.*
Limonine. 828
Oxyacanthine . . . . . *Ib.*
Menispermine et paraménispermine . . . . . *Ib.*
Pélosine . . . . . *Ib.*
Péririne. . . . . *Ib.*
Pipérin ou pipérine. 829
Surinamine et jamaïcine. . . . . *Ib.*
Théobromine. . . . . *Ib.*

XIX^e ORDRE. — URÉS.

URATES. 830
Urate hydrique 831
Urates métalliques 832
Urée 833
Oxalate uréique. 834
Azotate uréique . . . . . *Ib.*
Allantoïne 836
Alloxane . . . . . *Ib.*
Mésoxalates. 837

Mycomélinate hydrique 837
Alloxantine 838
Murexide . . . . . *Ib.*
Murexane 839
Parabanates . . . . . *Ib.*
Oxalurates . . . . . *Ib.*
Oxalurate ammonique 840
Cystine . . . . . *Ib.*
Cystose 841

2

CORPS PARTICULAIRES OU INCRISTALLISABLES.

Notions générales 842

XIXe GROUPE. — PHYTÉS.

MUCÉS.

MUCOSE 853
ARABINE . . . . . *Ib.*
CÉRASINE 854
BASSORINE 855
MUCILAGES . . . . . *Ib.*

AMYLÉS.

FÉCULES 856
DEXTRINE 866
INULINE 867

XYLÉS.

LIGNEUX, MÉDULLINE, FUNGINE, CELLULOSE 868

PECTÉS.

PECTOSE, PECTINE, ACIDE PECTIQUE 870

XXIe GROUPE — ZOONÉS.

PROTÉS.

PROTÉINE 876
Leucine 878
Protide . . . . . *Ib.*
Erythroprotide 879
CASÉINE . . . . . *Ib.*
LÉGUMINE 881
ÉMULSINE 882
ALBUMINE 884
DIASTASE 887
Vitelline 888

FIBRINE 888
GLUTEN . . . . . *Ib.*
Glaïadine 894
Glutine . . . . . *Ib.*

HISTÉS.

HÉTOSE 895
GÉLATINE 896
ICHTHYOCOLLE 900
CHONDRINE . . . . . *Ib.*

ÉPIDERMÉS.

MATIÈRES ÉPIDERMIQUES 901
SUCRE de gélatine 902

APPENDICE A LA CHIMIE ORGANIQUE.

FERMENTATION 903
Fermentation alcoolique 907
Fermentations lactique et butyrique 914
Fermentation acéteuse ou acétique 916
Fermentations benzoïque et sinapique 917
Fermentation visqueuse 918
Fermentations dextrinique et glucosique 919
Fermentation putride 920
DISTILLATION DES MATIÈRES ORGANIQUES 922
Distillation du bois . . . . . *Ib.*
Distillation des matières animales 924
Créosote 927
Paraffine 928
Naphtaline 929
Paranaphtaline . . . . . *Ib.*

STUDENDA ET ORDINANDA.

Absinthine 931
Amanitine . . . . . *Ib.*
Amer de scordium . . . . . *Ib.*
Antiarine . . . . . *Ib.*
Arthanitine ou cyclamine 932
Berbérine . . . . . *Ib.*
Bryonine . . . . . *Ib.*
Cathartine . . . . . *Ib.*
Cétrarine ou amer du lichen d'Islande 933
Cnicin . . . . . *Ib.*
Colocynthine . . . . . *Ib.*
Columbine . . . . . *Ib.*
Cubébin . . . . . *Ib.*
Digitaline 934
Daphnine 935
Elatérine . . . . . *Ib.*
Ergotine . . . . . *Ib.*
Fraxinine . . . . . *Ib.*

Gaiacine 935
Gentianin 936
Hespéridine . . . . . *Ib.*
Ilicine. . . . . *Ib.*
Impératorine. . . . . *Ib.*
Juglandine 937
Kæmpféride . . . . . *Ib.*
Lactucine. . . . . *Ib.*
Lapathine . . . . . *Ib.*
Lilacine ou syringine . . . . . *Ib.*
Liriodendrine 938
Lupuline ou lupulite . . . . . *Ib.*
Méconine. . . . . *Ib.*
Melampyrine. 939
Muparine. . . . . *Ib.*
Narcitine. . . . . *Ib.*
Olivile . . . . . *Ib.*
Olivine ou olivite. 940
Peucedanine . . . . . *Ib.*
Phyllirine. . . . . *Ib.*
Picrolichénine . . . . . *Ib.*
Picrotoxine 941
Plombagine . . . . . *Ib.*
Populine. . . . . *Ib.*
Porphyroxine . . . . . *Ib.*
Quassine 942
Quercie . . . . . *Ib.*
Santonine. . . . . *Ib.*
Saponine. 943
Acide saponique. . . . . *Ib.*
Scillitine ou amer de scille . . . . . *Ib.*
Sénégine ou polygaline. . . . . *Ib.*
Smilacine. . . . . *Ib.*
Tanguine. 944
Xanthopicrine ou Xanthopicrite . . . . . *Ib.*

ADDITIONS.

ÉQUIVALENS. 945
Liste des équivalens nouvellement déterminés. 946
DIDYMIUM 947
PELOPIUM. . . . . *Ib.*
NIOBIUM. . . . . *Ib.*
CIRE des plantes 948
OZONE . . . . . *Ib.*

TRAITÉ
DE CHIMIE GÉNÉRALE
ET EXPÉRIMENTALE.

V^e ORDRE.

BOROIDES.

Les boroïdes, jusqu'à ce jour, ne forment qu'une seule espèce de composé avec l'oxygène et les chloroïdes. Ce composé, dans son expression la plus simple, pourrait avoir pour formule : ΣiX_3. Cette formule peut être conservée à l'égard du bore et du silicium; mais elle ne peut l'être à l'égard de l'aluminium et du glucium, parce que le composé oxygéné qu'ils forment correspond aux sesqui-oxydes des sidéroïdes, avec lesquels ils sont parfaitement isodynamiques. Or, ces sesqui-oxydes correspondant à un protoxyde représenté par ΔO, il est impossible de ne pas le représenter par Δ_2O_3; de là la nécessité d'en faire autant à l'égard des oxydes d'aluminium et de glucynium. Il résulte de ce fait que l'ordre des boroïdes sera divisé en deux groupes : les *borides* et les *aluminides*. Les borides auront un composé de la formule ΣtO_3, et les aluminides auront le composé correspondant de la formule Γ_2O_3.

Les boroïdes sont non-seulement reliés par la formule générale des composés qu'ils forment; mais presque tous leurs composés oxygénés paraissent isodynamiques. L'acide borique est isodynamique avec l'acide silicique dans les silicates formés par la fusion; l'oxyde d'aluminium Al_2O_3 est peut-être isodynamique avec l'acide silicique, ainsi que cela paraît être dans les grenats, dont la formule, en admettant cette relation, peut être transformée en une formule semblable à celle du fer oxydulé, ou

$$\left.\begin{matrix}Si\\Al_2\\Cr_2\\Fe_2\\Mn_2\end{matrix}\right\} O_3 \left\{\begin{matrix}Ca\\Ma\\Fe\\Mn\end{matrix}\right\} O = Fe_2O_3, FeO.$$

Les borides oxygénés jouent le rôle d'acides très puissans par la voie sèche ; mais ils sont déplacés par les acides les plus ordinaires, par la voie humide. Le composé oxygéné de l'aluminium placé sur la limite des corps acides et des corps basiques, joue le rôle d'acide et le rôle de base.

Les composés chlorés et fluorés des boroïdes sont gazeux ou volatils.

Le zircorium et le thorium sont peu connus et ne sont ajoutés que comme appendices aux boroïdes. Sans cela, ces corps qui n'ont qu'un faible éclat métallique se rapprocheraient peut-être plus des borides que des aluminides.

1re série.

BORIDES.

Bore. — Silicium.

Le bore et le silicium réunis dans cette série présentent les analogies les plus parfaites. Non-seulement leurs caractères physiques sont presque identiques, mais leurs propriétés chimiques et les composés qu'ils forment se ressemblent encore.

Ces deux corps sont amorphes, pulvérulens, bruns, infusibles, fixes, combustibles; ils ne forment chacun qu'un seul composé oxygéné ayant pour symbole Σ_1O_3. Ce composé joue le rôle d'acide vis-à-vis des bases, et forme des combinaisons salines infusibles ou peu fusibles, généralement d'apparence vitreuse et pouvant résister à une température excessivement élevée.

Le bore et le silicium peuvent s'unir aux chloroïdes pour former des espèces d'acides; les composés fluorés et chlorés sont les seuls connus : ils sont gazeux et présentent la plus grande analogie physique et chimique. Cependant les composés borés et les composés siliciés de cette série n'ont pas la même constitution : un volume des composés borés est représenté par $\frac{\Sigma_3B}{4}$ et un volume des composés siliciés est représenté par $\frac{\Sigma_3Si}{3}$. Les analogies chimiques et physiques de ces composés sont pourtant si parfaites, qu'elles font désirer de nouvelles expériences pour voir si les modes de division sont réellement différens.

L'équivalent du bore est sensiblement la moitié de celui du silicium.

BORE.

$B = 136{,}20.$

Le bore n'existe dans la nature qu'en petite quantité, et toujours à l'état de combinaison. On l'y trouve sous forme de borate hydrique, de borate sodique, et dans quelques espèces minérales peu nombreuses et rares, telles que la *datholite*, qui est un borate calcique, et la *boracite*, qui est un borate magnésique. On l'a encore rencontré dans la tourmaline et dans l'axynite.

Le bore est une poudre d'un brun-verdâtre foncé, salissant les doigts et le papier, plus dense que l'eau qui peut en dissoudre une petite quantité lorsqu'elle ne renferme point de matières salines en dissolution. Lorsque le bore, bien lavé, a été fortement calciné, il ne s'attache plus aussi fortement aux doigts et au papier, il est insoluble dans l'eau, et il est devenu plus dense que le sulfate monohydrique.

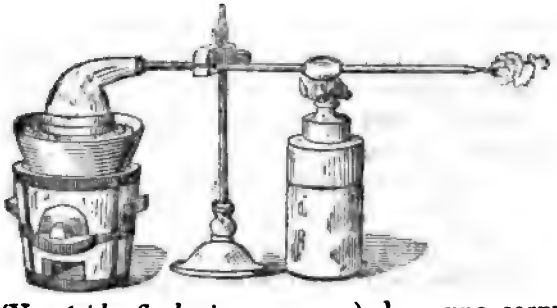
Le bore résiste à une température très élevée sans fondre ni se volatiliser. Si on le chauffe au contact de l'air, il brûle

et se recouvre d'une couche d'acide borique fondu qui empêche le reste de s'oxyder davantage. Chauffé avec le carbonate potassique, il donne du borate potassique et met du carbone en liberté ; mêlé et chauffé avec de l'azotate potassique, il brûle vivement et détone même, si la quantité de matière est suffisante, et il se forme un résidu contenant encore du borate potassique.

Le bore s'unit au soufre lorsqu'on le chauffe dans la vapeur de ce corps. Il s'unit aussi directement au chlore et donne de l'acide chloroborique.

Davy a découvert le bore en décomposant l'acide borique par la pile ; MM. Gay-Lussac et Thenard l'ont découvert en décomposant ce même acide par le potassium à l'aide de la chaleur. On peut l'obtenir plus économiquement en décomposant un mélange de potassium et de fluoborate potassique par la chaleur. On prépare facilement le fluoborate potassique en dissolvant du borate hydrique dans du fluorure hydrique aqueux et en ajoutant du fluorure potassique à cette liqueur, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Ce précipité, recueilli, lavé à l'eau froide, desséché et calciné, est le fluoborate potassique. Ce composé, BFl_3,KFl, ou BFl_4K, chauffé avec 3 équivalens de potassium, donne 1 équivalent de bore et 4 équivalens de fluorure potassique. Le bore est mêlé avec du fluorure potassique ; mais on l'en sépare par des lavages à l'eau qui dissout le fluorure et laisse le bore.

Cette opération ne se faisant ordinairement que sur de petites quantités de matières, on peut obtenir le bore en traitant directement le potassium par l'acide fluoborique gazeux. Pour cette opération, on introduit le mélange propre à donner



ce gaz (V. *Acide fluoborique*, pag. 7) dans une cornue de

plomb à laquelle on ajoute un tube de verre effilé à son extrémité libre et soufflé en boule vers le milieu.

Dans cette boule, on met un globule de potassium desséché dans du papier à filtrer. Lorsque le tube est plein de gaz, ce qui est indiqué par les vapeurs qui s'en échappent, on chauffe la boule avec une lampe à alcool. Lorsque la réaction est terminée, ce que l'on voit aux vapeurs qui commencent à reparaître et à ce que le potassium n'est plus incandescent, on cesse de chauffer. Quand le tube est refroidi, on le coupe et on le lave dans l'eau pour en extraire le bore qui y adhère. Dans ce cas, comme par le procédé précédent, il faut toujours 3 équivalens de potassium pour obtenir 1 équivalent de bore, et, comme le potassium coûte fort cher, au moins en France, il en résulte que le bore a été peu étudié et que l'on n'a pas déterminé ses principales propriétés.

ACIDE BORIQUE.

Acide borique anhydre.

BO_3, = 436,20.

L'acide borique n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec l'eau, la soude, la chaux ou la magnésie, comme cela a été dit précédemment en parlant du bore. Le composé que l'on appelle ordinairement acide borique est du *borate hydrique*.

L'acide borique est solide, amorphe, vitreux, incolore ou translucide et blanchâtre. Sa dureté et sa cohérence sont assez considérables; il résiste au pilon et paraît posséder une grande élasticité. Son poids spécifique est de 1,83; sa chaleur spécifique est de 0,23743, selon M. Regnault. Lorsqu'on le chauffe, il se ramollit et fond comme du verre à la température du rouge obscur; il peut alors être tiré en fils très déliés, exactement comme le verre fondu. Cet acide exposé à l'air en attire l'humidité et se délite. Lorsqu'on le met en contact avec l'eau, il s'y combine d'abord pour former du *borate hydrique* et le composé formé se dissout ensuite.

L'acide borique anhydre est employé dans les essais au chalumeau pour reconnaître le phosphore dans les phosphates. Lorsqu'on l'introduit dans des verres ou des émaux, il en diminue la fusibilité, parce qu'il se partage les bases avec l'acide silicique et met en liberté une partie de ce dernier.

Pour se procurer l'acide borique anhydre, il suffit de dessécher fortement le borate hydrique en l'ajoutant par petites parties dans un creuset de platine et de donner à la fin un bon coup de feu pour le fondre. La masse est ensuite coulée. Pendant qu'elle se refroidit, elle se brise, et les fragmens répandent de la lumière sensible dans l'obscurité, aux endroits qui se sont séparés.

BORATES.

Les borates sont difficiles à caractériser. Ceux à base de potasse ou de soude sont fusibles comme le verre, sans éprouver de décomposition; ceux à bases de calcoïdes sont moins fusibles, mais le sont aussi. Les borates solubles dans l'eau et en dissolution concentrée donnent un précipité lamellaire, cristallisé, de borate hydrique, par le sulfate ou le chlorure hydrique. La liqueur ainsi obtenue, mêlée avec de l'alcool ou de l'esprit de bois, lui communique la propriété de brûler avec une flamme verte. Les borates solubles, parfaitement desséchés ou fondus et réduits en poudre, donnent de l'acide fluoborique lorsqu'on les chauffe après les avoir mêlés avec du fluorure calcique et du sulfate monohydrique. L'acide fluoborique est reconnaissable aux épaisses vapeurs qu'il donne au contact de l'air humide et à ce qu'il noircit le papier.

Les borates insolubles peuvent être inattaquables par le sulfate hydrique; dans ce cas, ils ne donnent lieu aux réactions précédentes qu'après avoir été fondus avec du carbonate sodique.

On connaît peu les borates des oxydes réductibles par la chaleur, et il serait difficile d'en tracer les caractères d'une manière générale.

La composition des borates mériterait d'être étudiée avec attention. On ne sait pas aujourd'hui ce que l'on doit considérer comme un *borate neutre*. M. Berzélius fait remarquer qu'il existe des borates dans lesquels l'oxygène de l'acide est à celui de la base : : 12, 8, 6, 4, 3 et 2 : 1. Dans le borate de soude ordinaire (*borax*), l'oxygène de l'acide est à celui de la base : : 6 : 1.

Borate hydrique. — *Sel sédatif de Homberg, acide du borax, acide boracique, acide borique, acide borique hydraté.* — $BO_3, 3\,HO = 773{,}70$. Le borate hydrique pur est en petites

lamelles incolores, limpides et légèrement nacrées. Celui du commerce est en lames beaucoup plus grandes, moins limpides, conchoïdales et fortement nacrées. Le borate hydrique est obtenu sous cette dernière forme en le faisant cristalliser dans de l'eau chargée d'un peu de gelée animale. Cette gelée retarde la précipitation des lames et permet leur accroissement. Le poids spécifique du borate hydrique est de 1,48. Il est sans odeur et sa saveur est faible. Lorsqu'on le chauffe vers + 100°, il perd la moitié de l'eau qu'il contient; à une température plus élevée, il la perd entièrement. A + 20°, l'eau en dissout 0,0389; à + 100°, elle en dissout 0,336. La solution aqueuse de borate hydrique a une faible saveur aigrelette et elle communique une couleur vineuse à la teinture de tournesol. Le borate hydrique est soluble dans l'alcool et le fait brûler avec une flamme verte lorsqu'on y met le feu. Il est fixe; mais il peut être entraîné par la vapeur de l'eau et même par celle de l'alcool, lorsqu'on en évapore la solution.

Le borate hydrique existe dans la nature. On le rencontre quelquefois en enduits minces sur les laves des volcans en activité; mais on l'a trouvé en abondance dans quelques petits lacs (lagoni) de la Toscane. Il s'échappe du sein de la vase avec de la vapeur d'eau, en donnant un jet de vapeur que l'on nomme *fumarolle*. L'acide condensé à l'état solide, et celui même qui est dissous dans l'eau, sont recueillis pour les besoins des arts.

Il y a peu d'années que l'on préparait le borate hydrique en décomposant une dissolution de borax (borate de soude) dans quatre parties d'eau bouillante, pour un quart de son poids de sulfate hydrique. Aujourd'hui que l'on a découvert du borate hydrique naturel, on se contente de le purifier par des dissolutions à l'eau bouillante, des filtrations et des cristallisations réitérées.

On fait actuellement le borax en faisant réagir le borate hydrique et le carbonate sodique. Avant la découverte du borate hydrique naturel, au contraire, on l'extrayait du borate sodique, comme cela vient d'être dit.

ACIDE CHLOROBORIQUE.

Chlorure de bore, gaz chloroborique.

$BCl_3 = 1464{,}15 = 4$ volumes.

Le bore et le chlore s'unissent directement sous l'influence de la chaleur, pour former un gaz incolore d'une odeur vive et pénétrante, qui est le chlorure de bore. Le poids spécifique de ce gaz = 3,94, selon M. Dumas. Il est très soluble dans l'eau et répand d'épaisses vapeurs à l'air humide. Les propriétés de ce gaz sont à peine connues. Il est probable qu'il a la plus grande analogie avec l'acide fluoborique dont les propriétés vont être indiquées.

On obtient facilement de l'acide chloroborique en faisant passer un courant de chlore sec dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, et contenant un mélange intime d'acide borique fondu et de noir de fumée; mais, dans ce cas, le gaz est mêlé d'oxyde de carbone dont on ne peut le séparer. L'égalité suivante indique cette réaction.

$$BO_3 + 3\,C + 3\,Cl = 3\,CO + BCl_3.$$

ACIDE FLUOBORIQUE.

Fluorure de bore, gaz fluoborique.

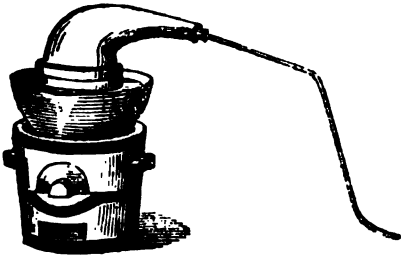
$BFl_3 = 837{,}60 = 4$ volumes.

L'acide fluoborique présente la plus grande analogie avec l'acide chloroborique. Sa découverte est due à MM. Gay-Lussac et Thenard, qui la firent en chauffant dans un tube de fer un mélange d'une partie d'acide oxyborique fondu et de deux parties de fluorure calcique.

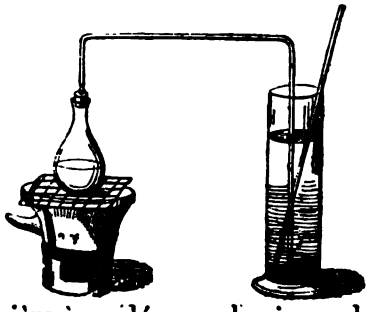
Ce composé est gazeux et incolore, son odeur très piquante est analogue à celle du gaz chlorhydrique; c'est de tous les gaz celui qui forme les plus épaisses vapeurs au contact de l'air. Son poids spécifique = 2,37 selon Davy, et 2,31 selon M. Dumas. Il n'est point inflammable et n'entretient point la combustion. L'eau en dissout 700 fois son volume; aussi, est-ce le gaz qu'elle dissout le plus avidement. Lorsqu'on y plonge une bande de papier, en peu d'instans elle est noircie et comme charbonnée. Ce caractère suffit pour distinguer l'acide fluoborique de tous les autres gaz.

Préparation. — On obtient facilement le gaz fluoborique

en chauffant dans une cornue de plomb un mélange d'une partie d'acide borique fondu avec 2 parties de fluorure calcique, tous deux pulvérisés, et 10 à 12 parties de sulfate hydrique très concentré(1).



Le gaz doit être recueilli sur le mercure. Il faut pour cela que la jonction de la cornue soit parfaitement lutée, afin de résister à la pression nécessaire pour déplacer ce métal. Si l'on ne tenait point à l'avoir très pur, on pourrait le préparer dans une petite fiole de verre épais. Lorsqu'on veut le dissoudre dans l'eau, avant de chauffer l'appareil, on introduit l'extrémité inférieure du tube à conduire le gaz dans le fond d'une éprouvette; on ajoute du mercure de manière à en dépasser le niveau de 1 demi-centimètre environ, et, à l'aide d'un entonnoir à longue douille, on introduit au-dessus du mercure l'eau destinée à dissoudre le gaz. L'emploi du mercure est indispensable pour empêcher que l'eau s'élève dans l'appareil qui produit le gaz.



Fluoborate hydrique. — *Acide hydro-fluoborique.* — BFl_3,FlH. = 1083,9. Si l'on fait passer du gaz fluoborique dans l'eau jusqu'à ce qu'elle en soit saturée, on obtient un

(1) A cause de la grande solubilité de l'acide fluoborique dans l'eau, il faut que le sulfate hydrique soit très concentré, sans quoi l'on n'obtiendrait que peu ou point de produit. Il est convenable de concentrer le sulfate au moment de s'en servir, en le chauffant dans une cornue de verre contenant de gros fils de platine roulés en spirale conique.

liquide répandant d'épaisses vapeurs à l'air et corrodant les matières organiques, mais n'attaquant point le verre. Son poids spécifique = 1,77. Si l'on chauffe cette liqueur, elle perd environ un cinquième du gaz qu'elle renferme, mais ce qui reste demeure intimement uni à l'eau et ne l'abandonne point dans cette circonstance. On a ainsi un composé dans lequel il y a environ 4 proportions d'eau pour 1 de gaz fluoborique. Mais ce gaz ne reste point intact au contact de l'eau ; il y en a un quart qui se décompose en même temps qu'une quantité proportionnelle de ce liquide, et il en résulte de l'acide oxyborique qui se précipite, et du fluorure hydrique qui se combine aux trois quarts restans de l'acide fluoborique :

$$4\,(BFl_3) + 3\,HO = 3\,(BFl_3,FlH) + BO_3.$$

On déduit de cette équation BFl_3,FlH pour le symbole du fluoborate hydrique. Lorsque l'on met ce composé en contact avec un oxyde métallique, il en résulte de l'eau et un fluoborate métallique :

$$BFl_3,FlH + A = BFl_3,FlA + HO.$$

SILICIUM.

$$Si = 277{,}31.$$

Le silicium ressemble tellement au bore que la description de l'un peut presque entièrement convenir à l'autre. Il n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison ; mais il y est en grande abondance dans l'acide silicique et dans les silicates. Sous ces divers états, il existe dans tous les terrains, depuis les plus anciens jusqu'aux plus modernes, et l'on peut même dire qu'il forme la partie principale de l'enveloppe accessible de notre globe. Pendant long-temps on ne l'a connu qu'à l'état d'acide silicique que l'on savait bien être un corps oxygéné. Il a été entrevu par Davy et par MM. Gay-Lussac et Thenard ; mais c'est M. Berzélius qui l'a complétement isolé le premier, en décomposant le fluosilicate potassique par le potassium.

Le silicium est une poudre d'un brun foncé, mais moins que le bore, plus dense que l'eau, tachant les doigts et le papier, infusible, fixe, inattaquable par les sels hydriques ordinaires (acides), mais attaquable par le fluorure hydrique à la température ordinaire et par une dissolution concentrée

et bouillante d'hydrate potassique; dans cette opération, il se dégage de l'hydrogène provenant de l'eau dont l'oxygène se porte sur le silicium. Chauffé au contact de l'air, il brûle à une température élevée et donne de l'acide silicique.

Lorsque le silicium a été fortement chauffé, il est plus compacte qu'avant cette opération, et il est devenu plus dense que le sulfate monohydrique. Il n'est plus combustible à l'air, ni même dans l'oxygène; le fluorure hydrique et l'hydrate potassique, même bouillans, sont sans action sur lui; cependant un mélange de fluorure et d'azotate hydriques le dissout avec une grande facilité.

Le silicium pulvérulent et le silicium cohérent diffèrent peut-être autrement que par leur mode d'agrégation, car le premier de ces corps contient toujours de l'hydrogène et donne de l'eau par la combustion : le premier serait donc un hydrure, et le second pourrait être du silicium pur.

On ne connaît qu'un composé de silicium et d'oxygène; on connaît aussi un sulfure, un chlorure et un brômure correspondans à ce corps.

Le silicium s'unit aussi avec les métaux, notamment avec le fer, le platine et le cuivre. Il est partie constituante de presque toutes les fontes.

Le procédé qui donne le plus facilement le silicium consiste à chauffer le potassium dans de la vapeur de chlorure de silicium : il se produit du silicium et du chlorure potassique facile à enlever par des lavages. Celui qui le donne en plus grande quantité à-la-fois a déjà été indiqué au commencement de l'histoire du silicium. On obtient encore très facilement le silicium en chauffant du potassium dans un courant de gaz fluosilicique, en opérant de même que pour obtenir le bore, à cela près que l'on peut éviter d'employer une cornue de plomb et faire usage d'une fiole de verre épais (V. *Bore*, pag. 3, et *Acide fluosilicique*, pag. 16). Par ces deux derniers procédés, on obtient du silicium impur, mêlé de fluosilicate potassique, peu soluble et difficile à enlever. Il faut d'abord le laver avec de l'eau froide, puis avec de l'eau bouillante.

ACIDE SILICIQUE.

Silice, quartz, quarz, cristal de roche.

$SiO_3 = 577{,}31$.

L'acide silicique est excessivement répandu dans la nature, comme cela a été dit en parlant du silicium. On l'y trouve *cristallisé* ou *amorphe*. Dans le premier cas, il forme le *cristal de roche*, les *sables siliceux*, les *grès;* dans le second cas, il forme la *calcédoine*, les *agathes*, le *jaspe*, les *silex*.

M. Berzélius admet deux variétés d'acide silicique : une, *a*, insoluble dans l'eau et les acides ordinaires; l'autre, *b*, soluble dans l'eau et dans les acides ordinaires. Ce savant admet en outre que ces variétés persistent jusque dans les combinaisons, et que les silicates naturels, attaquables par les acides, renferment la variété *b*. Cette dernière variété pourrait bien être un hydrate de silice; car, dans le cas où elle cesse d'être un hydrate, même en conservant son état amorphe, elle cesse d'être soluble dans l'eau et dans les acides, telle est la calcédoine. Il sera facile, dans ce qui va suivre, de rapporter chaque variété d'acide à son type.

On trouve dans la nature, de l'acide silicique en beaux cristaux incolores, limpides, sous forme de prismes hexaèdres, striés transversalement et terminés par des pyramides hexaèdres. Ces cristaux sont le type du quarz ou du cristal de roche. Colorés en violet par un oxyde du manganèse, ils forment l'*améthyste;* colorés en jaune, ils portent le nom de *fausse topaze;* ils sont quelquefois colorés en gris plus ou moins foncé et sont nommés *quarz enfumé;* les cristaux rouges et opaques se nomment *hyacinthe de Compostelle*. La forme primitive du quarz est un rhomboèdre obtus de 94° 15', que l'on peut obtenir par le clivage en faisant chauffer un cristal ordinaire et *l'étonnant* dans l'eau froide. Le quarz jouit de la double réfraction à un seul axe attractif. Son indice de réfraction = 1,548. La différence entre les rayons extrêmes est de 0,014, et sa puissance dispersive, de 0,026. Il jouit en outre de la polarisation circulaire, tantôt à droite et tantôt à gauche, quelquefois dans un seul échantillon. Son poids spécifique

= 2,65. Sa chaleur spécifique est de 0,1913, selon M. Regnault, et de 0,1894, selon M. Newmann.

Le quarz raie le verre et n'est point entamé par l'acier le plus dur. Sa cassure est vitreuse. Lorsqu'on le touche, et surtout lorsqu'on l'applique sur la joue, il fait éprouver une sensation de froid beaucoup plus grande que le verre ne pourrait le faire, et ce caractère sert pour distinguer ces deux corps.

L'acide silicique, tel qu'on l'obtient dans les laboratoires, est une poudre blanche qui croque sous la dent et résiste au feu du chalumeau ou d'une forge sans fondre, mais qui se liquéfie cependant au feu d'un chalumeau alimenté par le gaz oxygène. Chauffé avec un peu de carbonate de soude, l'acide silicique fond au chalumeau et donne une perle vitreuse. Il est insoluble dans l'eau et dans les sels hydriques (acides), excepté le fluorure hydrique, qui le dissout avec une grande facilité. Les alcalis et les carbonates, la plupart des oxydes irréductibles par la chaleur, l'attaquent et s'y combinent par la voie ignée. Il se produit ainsi des *silicates* : ceux de potasse et de soude sont solubles dans l'eau, et ce sont les seuls, encore perdent-ils cette propriété lorsqu'ils renferment une autre base, telle que la chaux ou l'oxyde de plomb.

Si l'on ajoute un sel hydrique à un silicate alcalin dissous dans l'eau, l'acide silicique s'en sépare à l'état d'hydrate, sous forme d'une gelée très épaisse et limpide; si l'on augmente la quantité du sel hydrique, la matière gélatineuse peut être dissoute complétement. Si l'on évapore jusqu'à siccité la liqueur ainsi obtenue, le silice se sépare peu-à-peu, sous forme d'une poudre blanche qui a perdu complétement la propriété de se dissoudre dans les sels hydriques. L'acide silicique peut alors être obtenu en le recueillant sur un filtre et le lavant à l'eau bouillante. C'est en opérant ainsi que l'on prépare l'acide silicique dans les laboratoires et qu'on l'isole dans les analyses pour le doser.

L'acide silicique amorphe n'est jamais bien limpide. Lorsqu'il est sensiblement pur, il est laiteux et porte le nom de calcédoine. Cette dernière substance est pourtant cristallisée : on en trouve sous forme de rhomboèdres sur un bitume de l'Auvergne. On en a rencontré dernièrement de cristallisée en prismes hexaèdres. Les agathes appartiennent à cette variété, et présentent une foule de couleurs isolées ou mélangées :

l'agathe rouge est la *cornaline*, la jaune est la *sardoine*.

On taille les diverses variétés d'agathes pour faire des pierres d'ornement pour la bijouterie; on les grave en creux, on les sculpte en relief pour faire des camées; on en fait aussi des boîtes; à Oberchstein on en taille pour faire des mortiers. Ceux en agathe de Perse sont plus durs et plus estimés que ceux d'Oberchstein. Le jaspe, les divers silex, les pierres meulières se rapprochent de cette variété.

SILICATES.

Les silicates sont très répandus dans la nature : on les y trouve contenant une seule espèce de base de la formule ΔO, ou de la formule Δ_2O_3; quelquefois aussi ils contiennent ces deux sortes de bases; ils peuvent en outre être anhydres ou hydratés. On n'a pas arrêté ce que l'on doit entendre par silicate neutre. La formule adoptée pour l'acide silicique devrait conduire à admettre que, dans ces sortes de silicates, l'oxygène de l'acide est triple de celui de la base : quelques personnes pensent que cette quantité est double; d'autres admettent qu'elle est égale de part et d'autre. Cette divergence d'opinions rend la nomenclature des silicates fort difficile à établir; mais les silicates sont réellement si variables et offrent des formules si distinctes les unes des autres, que l'on aurait beaucoup de peine à leur appliquer les règles de la nomenclature ordinaire. Cela a conduit les minéralogistes à donner un nom particulier à un groupe de silicates se rapportant à une même formule : c'est ainsi que l'on a des *grenats*, des *felspaths*, des *pyroxènes*, des *épidotes*, etc. Ces noms ne peignent en aucune manière la constitution de ces divers groupes de corps; mais quand on sait qu'ils se rapportent toujours à une formule déterminée, ils offrent tous les avantages possibles.

Les silicates offrent des caractères physiques excessivement variables et qu'il est impossible de décrire d'une manière collective. Les silicates hydratés abandonnent de l'eau lorsqu'on les chauffe. Cette expérience est facile à faire dans un tube fermé à une extrémité. Si l'on chauffe la partie inférieure de ce tube après y avoir introduit le silicate hydraté, l'eau qu'il contient l'abandonne et se condense dans la partie froide du tube. Quelques silicates sont très peu fusibles; d'autres se fondent comme une espèce de verre. Il en est beaucoup aussi

qui ne subissent qu'une fusion incomplète et qui donnent une espèce de *scorie*. Les silicates sont généralement attaquables par l'hydrate potassique en les chauffant au rouge obscur dans un creuset d'argent. Ils sont encore attaqués par le carbonate sodique, en les chauffant dans un creuset de platine à une température plus élevée. Le produit obtenu par l'un ou l'autre de ces procédés est soluble dans l'azotate ou le chlorure hydrique et donne les caractères exposés p. 12. On reconnaît aussi les silicates en les réduisant en poudre, les mêlant avec un peu de fluorure calcique pulvérisé et de sulfate hydrique concentré, en opérant dans un creuset de platine un peu allongé, surmonté d'un bouchon percé et muni d'un tube en U renversé. Si l'on chauffe un peu, il se dégage du gaz fluosilicique reconnaissable aux vapeurs qu'il répand à l'air et à la gelée qu'il donne avec l'eau. Pour que cette expérience réussisse, il faut que le fluorure calcique ne soit point trop abondant; car sans cela, en même temps que du gaz fluosilicique, il se produit du fluorure hydrique qui s'opposerait à la formation de la gelée siliceuse en la dissolvant.

SILICATE HYDRIQUE. — $(SiO_3)_2,HO$. L'existence d'un silicate hydrique est douteuse. Selon M. Berzélius, l'eau ne serait qu'interposée dans la variété *b* d'acide silicique; cependant ces composés pourraient être considérés comme des hydrates peu stables, destructibles à l'air sec, mais pouvant exister dans l'eau et même s'y dissoudre; car bien des eaux contiennent de l'acide silicique en dissolution, et il est probable que c'est l'hydrate et non l'acide silicique qui se dissout.

On trouve dans la nature de l'acide silicique hydraté, dont l'eau ne s'échappe jamais complétement, même dans l'air sec. Cet acide *hydraté* forme le *silhydre* et ses nombreuses variétés, telles que l'*opale*, la *résinite*, la *ménilite*, etc. (*V.* les *Traités de minéralogie*).

Le sulfure que l'on obtient en chauffant le silicium dans la vapeur de soufre correspond sans doute à l'acide silicique; au moins cela paraît être la conséquence de l'action de l'eau sur ce composé : il en résulte de l'acide silicique et du sulfure hydrique. $SiS_3 + 3\,HO = SiO_3 + 3\,HS$. Ce composé est peu connu.

ACIDE CHLOROSILICIQUE.

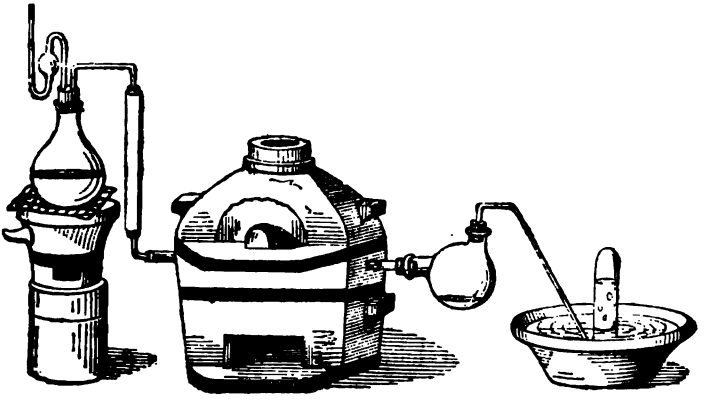
Chlorure de silicium.

$SiCl_3 = 1605{,}26 = 3$ volumes.

Le chlorure de silicium est liquide, incolore et moins dense que l'eau. Il est très volatil et donne une fumée épaisse au contact de l'air humide. L'eau le décompose et de là probablement la cause qui fait qu'il donne une fumée si épaisse. Le poids spécifique de sa vapeur est de 5,939, selon M. Dumas. Le potassium ne l'altère point à la température ordinaire; mais il le décompose à une température élevée.

On obtient le chlorure de silicium en faisant passer un courant de chlore sec dans un tube de porcelaine contenant un mélange intime de charbon et d'acide silicique : il se produit de l'oxyde de carbone et de l'acide chlorosilicique : $SiO_3 + 3C + 3Cl = 3CO + SiCl_3$. On condense le chlorure de silicium par le refroidissement et l'oxyde de carbone s'échappe à l'état de gaz. Le chlorure ainsi obtenu retient du chlore dont on le prive en l'agitant avec du mercure et en le distillant ensuite.

Pour cette opération, il est convenable d'employer l'acide silicique en poudre impalpable obtenue chimiquement (*V*, p. 12). On en fait une pâte avec du noir de fumée et de l'huile. Cette pâte est ensuite fortement chauffée dans un creuset couvert. Après cela la pâte est brisée par morceaux et introduite dans le tube de porcelaine. On se sert pour cela d'un



appareil analogue au précédent, qui permet de recueillir tous les produits.

L'acide chlorosilicique n'a pas d'autre usage que de servir à l'extraction du silicium.

ACIDE FLUOSILICIQUE.

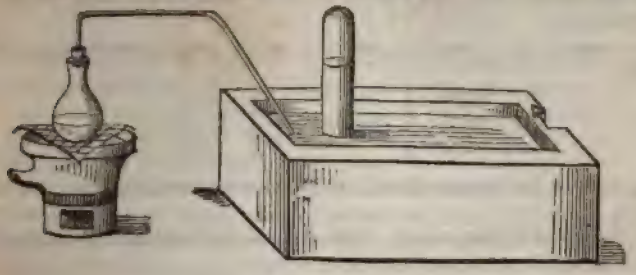
Gaz fluosilicique, fluorure de silicium.

$SiFl_3 = 978{,}71 = 3$ volumes.

L'acide fluosilicique est gazeux et incolore. Il donne une fumée épaisse au contact de l'air, mais moins apparente cependant que celle de l'acide fluoborique. Son odeur est piquante, analogue à celle du chlorure hydrique, et insupportable. Son poids spécifique = 3,6. Il est incombustible et n'entretient point la combustion. Il est en partie décomposé par l'eau, comme on le verra plus loin. Il se combine avec le double de son volume de gaz ammoniac, et donne une poudre blanche d'une nature toute particulière. 100 parties de borate hydrique ordinaire en absorbent 129 de gaz fluosilicique, et donnent par conséquent un produit formé de 1 équivalent de borate trihydrique et 2 équivalens d'acide fluosilicique. Il se forme ainsi un composé blanc pulvérulent. Ce composé, mis en ébullition avec l'eau, donne de l'acide silicique, de l'acide borique et un composé de 1 équivalent d'acide fluosilicique et de trois équivalens d'acide fluoborique, qui demeure en dissolution. Ce composé a donc pour symbole $SiFl_3$, 3 BFl_3. Lorsqu'on le met en contact avec un oxyde métallique, il se produit de l'acide silicique et un fluoborure dans lequel le fluor de l'acide est triple de celui de la base: $SiFl_3$, 3 $BFl_3 + 3\,\Delta O = SiO_3 + 3\,(BFl^3, \Delta Fl)$. Les composés basiques oxygénés et les carbonates alcalins en particulier, ont peu d'action sur le gaz fluosilicique; mais il peut être absorbé par les fluorures et même par d'autres chloroïdures sous l'influence de la chaleur.

On prépare le gaz fluosilicique en chauffant légèrement un mélange de parties égales de fluorure calcique et de verre pilé ou de sable, et de 6 parties de sulfate hydrique *concentré*. Il en résulte du sulfate calcique fixe et de l'acide fluosilicique gazeux, que l'on recueille sur le mercure, en opérant dans un appareil semblable à celui qui est représenté ici.

Il est convenable d'employer une fiole très épaisse pour qu'elle ne soit pas percée dans cette expérience.



FLUOSILICIURE HYDRIQUE. — *Acide hydro-fluosilicique, fluorhydrate de fluorure de silicium.* — 2 ($SiFl_3$), 3 FlH. L'eau absorbe plus de 265 fois son volume de gaz fluosilicique ; en poids, 100 parties en prennent 140,6. Dans cette opération, un tiers du gaz est décomposé par l'eau et donne de l'acide *oxysilicique*, qui apparaît sous forme de gelée. Le composé soluble retient l'hydrogène qui a remplacé un tiers de silicium; d'où : 3 $SiFl_3$ + 3 HO = 2 ($SiFl_3$), 3 FlH + SiO_3.

Lorsque l'on a séparé l'acide silicique par la décantation ou la filtration, on a un liquide auquel on donne ordinairement le nom d'acide *hydro-fluosilicique.* Cette liqueur peut être concentrée ; mais, arrivée à un état déterminé de concentration, du gaz fluosilicique se dégage seul, et le fluorure hydrique domine dans la liqueur, qui devient ainsi apte à attaquer le verre, propriété dont elle ne jouissait point auparavant.

Le fluosilicate hydrique donne, avec les composés solubles de potasse, de soude et de lithine, des précipités gélatineux qui se déposent lentement et que l'on n'aperçoit qu'avec peine; avec un sel de baryte, il donne un précipité cristallin qui n'apparaît qu'après quelques heures.

Pour dissoudre le gaz fluosilicique dans l'eau, il est indispensable de plonger dans le mercure l'extrémité du tube afférent, comme pour la dissolution du gaz fluoborique, autant pour s'opposer à l'absorption du gaz que pour empêcher que l'extrémité inférieure du tube ne se bouche par la gelée siliceuse qui se forme en abondance dans l'eau. *V.* p. 8, la disposition de l'appareil que l'on peut employer pour faire cette opération.

Observations sur l'équivalent du silicium.

Si l'on réduisait d'un tiers l'équivalent du silicium, il serait alors 184,87 au lieu de 277,31.

Les composés de ce corps devraient être réduits proportionnellement, et l'on aurait :

$$\left.\begin{matrix} SiO_2 \\ SiCl_2 \\ SiFl_2 \end{matrix}\right\} \text{ au lieu de } \left\{\begin{matrix} SiO_3 \\ SiCl_3 \\ SiFl_3. \end{matrix}\right.$$

Les formules des composés formés par ces corps se trouveraient alors très simplifiées.

Le fluosilicate hydrique serait : $SiFl_2,HFl$, et les fluosilicates ordinaires seraient : $SiFl_2,\Delta Fl$.

Cette opinion a été émise et adoptée par M. Gaudin.

Dans ce cas, l'acide silicique SiO_3, représentant 3 molécules réelles d'après sa chaleur spécifique, serait SiO_2 et n'en représenterait plus que deux, et les composés $SiCl_2$ et $SiFl_2$ ne correspondraient qu'à 2 volumes de vapeur ou à 2 molécules appartenant à cet état.

Il est probable que le silicium peut être représenté par plusieurs équivalens et que, dans certaines circonstances, il ne doit même être que le tiers de 277,31 ou 92,44.

Dans ce dernier cas, le composé des acides fluosilicique et fluoborique, dont il a été question précédemment, est simplement $BFl_3,SiFl$, au lieu de $3(BFl_3),SiFl_3$.

M. Dumas admet que le silicium a pour poids atomique celui qui vient d'être indiqué.

L'isodynamie de l'acide silicique et de l'alumine, qui paraît évidente dans certains composés, conduit à admettre que le silicium peut être représenté par $\frac{277,31}{2}$, et que, dans ce cas, la formule du composé oxygéné qu'il forme est Si_2O_3.

Les différentes hypothèses qui viennent d'être faites à l'égard de l'équivalent du silicium, peuvent toutes s'accorder avec le nombre 277,31, en les représentant, selon les circonstances, par :

$$\frac{2 \times 277,31}{3} \text{ ou par } \frac{2\,Si}{3} \text{ ou par } Si\ 2/3$$

$$\frac{277,3}{3} \text{ ou par } \frac{Si}{3} \text{ ou par } Si\ 1/3.$$

Cette notation, possible avec les équivalens, donne :

$$Si\ 2/3\ Fl_2,\ HFl \text{ et } BFl_3,\ Si\ 1/3\ Fl.$$

Malgré la grande analogie existante entre le bore et le silicium à l'état libre, on est conduit à admettre qu'elle ne se soutient pas dans toutes les circonstances.

ALUMINIDES.

Aluminium, Glucyum, Zirconium, Thorium.

Les aluminides forment un oxyde Γ_2O_3, incolore et infusible au feu du chalumeau ordinaire. L'hydrate de cet oxyde est incolore et d'apparence gélatineuse.

L'hydrate aluminique est soluble dans les hydrates potassique et sodique, et insoluble dans l'ammoniaque et le carbonate ammonique.

L'hydrate glucyque se comporte comme l'hydrate aluminique, à cela près qu'il se dissout dans les carbonates alcalins et surtout dans le sesqui-carbonate ammonique.

L'hydrate zirconique ne se dissout ni dans l'hydrate potassique ni dans l'ammoniaque. Une dissolution zircônique donne, par les carbonates alcalins, un précipité qui se redissout difficilement dans un excès de ces derniers; mêlée à chaud avec du sulfate potassique, elle donne par le refroidissement un précipité blanc, très peu soluble, de sulfate zirconico-potassique.

Les sels thoriques se comportent comme les sels zircôniques, à cela près que le précipité qu'ils donnent par le sulfate potassique est plus soluble dans l'eau.

Le sulfure hydrique ne fait point naître de précipité dans les sels aluminidiques. Les sulfures natroïdiques y font naître un précipité d'hydrate, tandis qu'il se forme du sulfure hydrique, ce qui démontre la décomposition de l'eau dans cette réaction.

Il n'y a point de carbonate d'alumine à la température ordinaire; les autres oxydes aluminiques donnent des carbonates. Dans les autres séries (chrômoïdes, sidéroïdes), les oxydes de la formule A_2O_3 ne donnent point non plus de carbonates permanens à la température ordinaire.

ALUMINIUM.

Al = 171,16.

La théorie de Lavoisier, les découvertes de Davy et de MM. Gay-Lussac et Thenard, sur la composition des alcalis, ne laissaient pas le moindre doute que l'*alumine* ne fût un oxyde métallique, et l'on admettait l'aluminium comme s'il eût été connu; mais ce n'est qu'en 1827 que M. Vöhler parvint à isoler ce métal.

L'aluminium, obtenu comme il sera dit plus loin, est une poudre grise qui devient blanche et prend un éclat métallique, comme celui de l'étain lorsqu'on le frotte sous le brunissoir. Il résiste à la température à laquelle la fonte entre en fusion. Chauffé au contact de l'air, il brûle et donne de l'*alumine*. Il n'est point altéré par l'oxygène sec à la température ordinaire; mais si on le chauffe jusqu'au rouge dans ce gaz, il brûle en répandant une très vive lumière, et la température s'élève assez pour que l'alumine obtenue présente des indices de fusion.

A la température ordinaire, l'eau n'est point décomposée par l'aluminium; mais elle l'est lentement à la température de l'ébullition. Les acides dilués attaquent l'aluminium et donnent de l'hydrogène. Le sulfate et l'azotate hydriques concentrés ne l'attaquent qu'à l'aide de la chaleur.

On obtient l'aluminium en décomposant le chlorure aluminique par le potassium. Cette opération peut être faite dans un petit creuset de platine ou de porcelaine. On stratifie du potassium et un excès de chlorure aluminique dans un de ces creusets, on recouvre celui-ci de son couvercle, que l'on maintient, sans le fermer complétement, à l'aide de fils de fer dont on conserve une extrémité de quelques centimètres vers la partie supérieure; on suspend le creuset par ce fil en le tenant avec une pince de fer, et on le chauffe à la flamme d'une lampe à alcool. La réaction est vive et bientôt terminée. On laisse complétement refroidir le creuset, on le nettoie extérieurement et on le plonge dans une grande quantité d'eau distillée, récemment bouillie et refroidie.

Dans la réaction, il se produit du chlorure de potassium et de l'aluminium :

$$Al_2Cl_3 + 3\,K = 3\,K\,Cl + 2\,Al.$$

Le chlorure de potassium se dissout, et l'aluminium demeure insoluble; on le recueille et on le dessèche rapidement dans le vide de la machine pneumatique.

Pour être sûr de conserver l'aluminium, il est convenable de le renfermer dans un petit tube effilé et soudé à la lampe.

OXYDE D'ALUMINIUM.

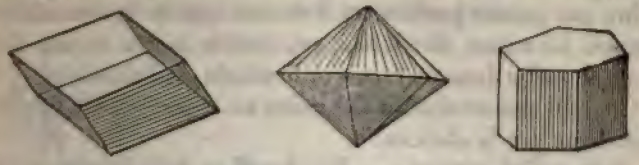
Terre alumineuse, *terre de l'alun*, *alumine*.

$Al_2O_3 = 642{,}32 =$ 3 molécules?

L'oxyde d'aluminium existe en grande abondance dans la nature. Il est partie intégrante des argiles et des marnes; il entre dans un grand nombre de silicates, notamment dans le feldspath et le mica, qui existent en très grande quantité dans les terrains anciens; on le trouve combiné comme acide avec le zinc, la magnésie et le fer. On l'y trouve encore à l'état de liberté, mais alors en petite quantité. Dans ce dernier cas, on lui donne les noms de *corindon* et d'*émeri*, selon qu'il est plus ou moins pur.

Le corindon est la substance la plus dure après le diamant, qui est la plus dure de toutes; son poids spécifique varie de 3,97 à 4,16. Il cristallise dans le système mono-triaxique et affecte principalement les formes du rhomboèdre, celle du

dodécaèdre isocèle et celle du prisme hexaèdre. Il est clivable, parallèlement aux faces d'un rhomboèdre, de 86°4'.



Le corindon est dit *hyalin* lorsqu'il est transparent. Il possède un grand éclat, peut affecter une multitude de couleurs très vives et forme alors les *pierres gemmes orientales;* pierres qui atteignent quelquefois la valeur du diamant : le *corindon* rouge est le *rubis oriental;* le bleu est le *saphir;* le vert est l'*émeraude orientale*, très rare; le jaune est la *topaze orientale;* le violet est l'*améthyste orientale*, etc. Ces pierres se distinguent de celles qui les imitent, par leur éclat, leur poids spécifique et leur grande dureté. On les trouve à Ceylan et dans les Indes-Orientales; on en a aussi rencontré à Expailli, en France.

L'émeri est un corindon opaque, très dur, et renfermant environ 0,1 d'oxyde de fer. Cette matière est employée à l'état pulvérulent pour tailler les agates, *doucir* les glaces et polir l'acier.

L'alumine, telle qu'on l'obtient dans les laboratoires, est une poudre blanche, happant à la langue, infusible au feu du chalumeau à bouche, mais fusible au feu du chalumeau à oxygène. Elle donne alors une matière vitreuse, limpide et très dure, qui se gerce malheureusement par le refroidissement. Sans cela, on pourrait en faire des pierres pour la joaillerie. Toutefois, il est probable que ce défaut pourrait être amoindri ou annulé par un recuit convenable.

L'alumine est insoluble dans l'eau, et lorsqu'elle a été chauffée, elle est même difficilement dissoute par les sels hydriques (acides). Elle se dissout dans les hydrates potassique et sodique, et elle peut en être précipitée par les sels hydriques; mais, pour être assuré de ne la point redissoudre, on peut la précipiter, à l'état d'hydrate, par le chlorure ammonique.

L'alumine anhydre peut être facilement obtenue en décomposant l'alun ammoniacal par la chaleur : tout ce qui forme cet alun est chassé à l'état de vapeur, excepté l'alumine qui est fixe.

Il perd d'abord beaucoup d'eau, qui détermine un boursou-

flement considérable lorsqu'il entre en fusion : cela exige que l'on opère dans un test à large ouverture, que l'on y ajoute l'alun par petites portions et à mesure que le boursouflement a cessé. La masse, desséchée, est ensuite cassée et plus fortement chauffée dans un creuset : le résidu est l'alumine.

On peut encore obtenir l'alumine en décomposant l'hydrate d'alumine par la chaleur.

Sulfure d'aluminium. — En chauffant de l'aluminium dans la vapeur de soufre, on obtient un sulfure qui correspond sans doute à l'alumine, puisqu'en le mettant en contact avec l'eau, il se décompose en donnant de l'alumine hydratée et du sulfure hydrique.

CHLORURE ALUMINIQUE.

Chlorure d'aluminium.

$Al_2Cl_3 = 1670{,}28.$

Le chlorure d'aluminium est pulvérulent et blanc lorsqu'il est récemment préparé ; mais il devient rapidement d'un jaune vert très foncé. Il est volatile et répand des vapeurs d'une odeur piquante, nauséeuse et des plus désagréables. Il est soluble dans l'alcool. Il s'unit à l'eau et ne peut plus en être séparé à l'état anhydre par l'évaporation : lorsque la concentration a acquis un certain point, il se dégage du chlorure hydrique, et il reste un résidu d'alumine.

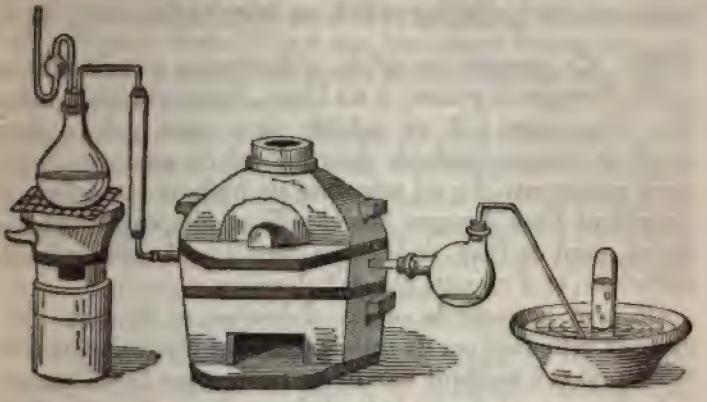
Une dissolution concentrée de chlorure aluminique donne des cristaux qui contiennent 1 équivalent de chlorure contre 12 équivalens d'eau. Le chlorure aluminique s'unit avec le sulfure hydrique pour former un composé solide ; il s'unit avec le gaz ammoniac, dont il prend 3 équivalens, et avec le phosphammoniaque.

Le chlorure d'aluminium est un chloracide vis-à-vis des chlorobases.

On prépare le chlorure aluminique par un procédé semblable à celui qui a été indiqué pour la préparation du silicium. Ce procédé a été imaginé par Œrsted, et a été appliqué ensuite à la préparation de la plupart des chlorures volatils. Ce procédé consiste à faire passer un courant de chlore sec sur un mélange de charbon et d'alumine chauffé au rouge : il en résulte de l'oxyde de carbone gazeux qui se dégage, et du

chlorure aluminique volatil que l'on recueille dans un large tube ou dans un récipient.

$$Al_2O_3 + 3C + 3Cl = Al_2Cl_3 + 3CO.$$



HYDRATE ALUMINIQUE.

Alumine hydratée, hydrate d'alumine.

L'hydrate aluminique est sous forme d'une gelée opaline, qui se fendille et devient friable par la dessiccation. Cette substance est soluble dans les acides ordinaires, dans la soude et la potasse caustiques; mais elle est insoluble dans l'eau et dans l'ammoniaque.

On obtient l'hydrate d'alumine en versant une dissolution d'alun privé de fer dans une dissolution bouillante de carbonate potassique et en agitant continuellement : il se forme un dépôt que l'on recueille sur un filtre et que l'on lave sans désemparer, pour éviter le fendillement de la masse, qui s'opposerait à un lavage ultérieur.

Comme, malgré les précautions indiquées pour cette opération, il peut se former un composé contenant du carbonate potassique, on est plus sûr d'obtenir un produit pur en dissolvant l'hydrate obtenu dans le chlorure hydrique aqueux, et en décomposant la dissolution de chlorure aluminique qui en résulte en la versant dans un excès d'eau ammoniacale : il se fait ainsi un précipité d'hydrate que l'on recueille sur un filtre et que l'on lave comme il vient d'être dit.

Il existe dans la nature un hydrate d'alumine que les minéralogistes ont nommé *gibsite*. Il a pour formule Al_2O_3, 3 HO.

SULFATES ALUMINIQUES.

SULFATE ALUMINIQUE.— *Sulfate neutre d'alumine.*— 3 (SO_3), Al_2O_3 et 3 (SO_3) Al_2O_3, 18 HO, ou SO_3, $Al_{\frac{2}{3}}O$ et SO_3, $Al_{\frac{2}{3}}O$; 6 HO. Ce composé est solide, difficilement cristallisable en petites houppes soyeuses; il est blanc, hygroscopique, même très déliquescent; il est soluble dans deux parties d'eau froide et presque insoluble dans l'alcool. Sa saveur est fortement astringente. Le sel cristallisé est hydraté et contient 18 équivalens d'eau. Lorsque l'on chauffe ce composé, il entre en fusion, perd de l'eau, se dessèche, puis il perd enfin de l'acide sulfurique, et il ne reste que de l'alumine.

On peut préparer le sulfate d'alumine en traitant l'hydrate de cette base par du sulfate hydrique dilué. On l'obtient facilement et à meilleur marché en traitant par le sulfate monohydrique, et à l'aide de la chaleur, des argiles blanches, exemptes de chaux, préalablement chauffées à 3 ou 400 degrés et pulvérisées.

On peut encore préparer ce sel en même temps que le sulfate de fer, par la réaction de l'air humide sur le bi-sulfure de ce métal; mais alors il retient toujours du fer (V. *Sulfate de fer*).

Le sulfate d'alumine est aujourd'hui très employé dans la teinture pour fixer les couleurs comme *mordant*. Celui qui est préparé par ce dernier procédé porte le nom de *magma*. Il sert dans la falsification du bleu de Prusse, pour en relier la masse et en augmenter le poids; il est en outre l'élément principal des *aluns*.

Le sulfate aluminique mis en digestion avec de l'hydrate aluminique, prend une fois autant de base qu'il en contient, et se change en sulfate bi-aluminique 3 SO_3, 2 Al_2O_3. Ce composé est soluble dans l'eau et incristallisable. Tenu en ébullition dans une grande quantité d'eau, il donne un dépôt blanc, insoluble, de sulfate tri-aluminique hydraté SO_3, Al_2O_3, 9 HO. Ce composé se produit lorsqu'on ajoute de l'ammoniaque, même en excès, dans une dissolution de sulfate aluminique; il existe dans la nature, à Halle, en Saxe; à New-Haven, en Angleterre; à Auteuil, près Paris.

L'*alunogène* est un autre sulfate d'alumine naturel, ayant

la formule du sulfate neutre, mais ne contenant que 4 à 6 équivalens d'eau.

L'alumine forme beaucoup d'autres sels, généralement peu étudiés et sans usages. Elle a une tendance à former des sels doubles, et l'on connaît un grand nombre de silicates à deux bases contenant de l'alumine.

Les argiles sont essentiellement formées d'alumine et de silice excessivement divisées, mais non combinées et simplement mélangées. Celles qui contiennent le plus d'alumine sont celles qui absorbent plus d'eau pour former une pâte, qui sont les plus plastiques et qui prennent le plus de retrait, tant par la dessiccation que par la cuisson.

Les argiles plastiques les plus réfractaires, c'est-à-dire celles qui résistent le mieux au feu, sont celles qui ne renferment rien autre chose que de la silice et de l'alumine : la chaux et l'oxyde de fer les rendent fusibles.

Dans la fabrication des briques ordinaires, des tuiles et des poteries inférieures, on ajoute du sable siliceux aux argiles pour en diminuer le retrait. Pour les briques réfractaires et les creusets, il faut remplacer le sable par 1/3 ou 1/4 du poids de l'argile ordinaire de *ciment*, c'est-à-dire par de l'argile réfractaire cuite et réduite en petits grains par le pilon et le tamisage. Le ciment donne des produits beaucoup plus tenaces que le sable. Pour des briques réfractaires de moyenne valeur, on peut remplacer le ciment par du grès, réduit en petits grains par le pilon. La quantité de sable ou de ciment à ajouter aux argiles dépend de leur plasticité : plus elles sont plastiques, plus elles admettent de ciment.

Dans la nature, les argiles plastiques sont souvent accompagnés de lignites, et il en résulte qu'elles peuvent retenir des matières organiques qui les colorent fortement en gris bleuâtre et presque en noir; cette teinte disparaît complétement à la *cuite*, par l'évaporation et la combustion, et il en résulte que des argiles, très colorées en apparence, peuvent donner des produits blancs par la *cuite;* tandis que des argiles blanches peuvent souvent devenir rouges, parce qu'elles contiennent des sels de fer au *minimum d'oxydation*, qui donnent par la chaleur du sesqui-oxyde de fer rouge.

Les argiles peuvent renfermer des *pierres* de deux natures,

qui les rendent très défectueuses : les unes sont des grains de carbonate calcique, les autres sont des grains de pyrite. Les premières se transforment en chaux vive lorsque l'on cuit les argiles ; peu-à-peu cette chaux absorbe l'humidité, elle se délite, se gonfle et fait éclater la pièce; les pyrites agissent mécaniquement de même, par suite d'une autre réaction chimique : c'est en absorbant l'oxygène et l'humidité qu'elles se transforment en sulfate de fer; l'augmentation de volume qui résulte de cette réaction produit le même effet.

Lorsque les argiles contiennent des *pierres* aussi nuisibles, il faut les délayer et les passer au travers d'un tamis métallique.

Les argiles sont très peu perméables à l'humidité ; aussi, dans les constructions, peut-on s'en servir pour retenir l'eau dans des bassins ou pour rendre des parois imperméables.

L'argile joue un rôle important dans les terres arables. C'est elle qui leur donne la consistance, c'est elle qui fait qu'elles sont plus ou moins *fortes* et qu'elles retiennent l'eau avec plus ou moins de facilité, et qu'elles se fendent par la dessiccation.

L'argile est la base des poteries ordinaires. La porcelaine *dure* est faite avec le *kaolin*, qui est une espèce d'argile blanche produite par la destruction immédiate et spontanée du feldspath, qui est lui-même un silicate d'alumine et de potasse. La présence de cette base, en petite quantité, dans la plupart des argiles plastiques, porte à penser qu'elles doivent aussi leur origine à la destruction de roches feldspathiques anciennes.

Caractères des dissolutions aluminiques.

Les dissolutions aluminiques sont incolores par elles-mêmes ; elles possèdent une saveur légèrement sucrée et très astringente.

Les hydrates potassique et sodique y font naître un précipité blanc, opalin, gélatineux, d'hydrate d'alumine *qu'ils peuvent redissoudre lorsqu'on les ajoute en excès.*

L'ammoniaque fait naître un précipité de sel basique, *qu'elle ne peut redissoudre lors même qu'elle est en excès.*

Les carbonates potassique et sodique font naître un précipité blanc, gélatineux, à deux bases, qui est insoluble dans un excès de réactif.

Le sesqui-carbonate ammonique agit de même.

Le sulfure hydrique dissous, une lame de zinc, le chromate potassique, l'iodure potassique, l'oxalate ammonique, les cyano-ferrures de potassium, n'exercent aucune action sensible sur les dissolutions d'alumine.

Les sulfures alcalins donnent un précipité d'hydrate d'alumine et un dégagement de sulfure hydrique.

Une dissolution concentrée de sulfate potassique donne, avec le sulfate alumi-

nique, un précipité cristallin d'alun, lent à se former ou se formant par l'agitation à l'aide d'une baguette.

GLUCYUM.

Glucynium, *beryllium*.

Be = 331, 26.

Le glucyum a été découvert en 1827 par M. Vöhler en décomposant le chlorure de ce métal par le potassium, et en opérant comme pour obtenir l'aluminium. Ce métal est une poudre grise qui prend de l'éclat par le frottement du brunissoir; il est peu ou point fusible; il n'est point altéré par l'air et l'oxygène secs à la température ordinaire, mais il brûle vivement dans ce dernier gaz à une température élevée; il ne décompose point l'eau à la température de l'ébullition. Le sulfate hydrique l'attaque à l'aide de la chaleur, et abandonne du gaz sulfureux. L'azotate hydrique l'attaque également. L'hydrate potassique l'attaque aussi en l'oxydant et en abandonnant de l'hydrogène.

Le glucyum forme un oxyde qui porte le nom de glucyne. Ce nom lui vient du grec γλυκὺ qui veut dire doux ou sucré, parce que les composés salins qu'elle forme ont une saveur sucrée très prononcée lorsqu'ils sont solubles dans l'eau. Elle a été découverte par Vauquelin en 1797, en examinant la composition chimique de l'émeraude et du béryl. C'est une poudre blanche ayant un poids spécifique de 2,967, infusible, fixe, insoluble dans l'eau.

La dissolution de glucyne ressemble beaucoup à celle d'alumine par ses caractères chimiques, mais elle s'en distingue, parce que les carbonates alcalins et surtout le sesqui-carbonate d'ammoniaque y forment des précipités qu'ils peuvent redissoudre.

La glucyne existe dans l'émeraude, qui est un silicate aluminique et glucyque. On l'extrait de l'émeraude de Limoges, qui est très commune, et d'un prix peu élevé.

Pour avoir la glucyne on attaque l'émeraude par l'hydrate potassique, et l'on sépare le silice par le procédé indiqué, t. II, p. 12.

Pour séparer le fer, il est convenable de dissoudre ensuite les deux bases dans la potasse caustique, qu'on peut dissoudre par les oxydes de ce métal. Les bases sont ensuite précipitées à l'état d'hydrate par le chlorure ammonique.

L'hydrate aluminique peut être séparé de l'hydrate glucyque en les délayant dans une dissolution de sesqui-carbonate ammonique, et les laissant digérer ensemble: l'hydrate glucyque se dissout seul. En évaporant la liqueur, on obtient un résidu dont on chasse le carbonate d'ammoniaque par la chaleur, et il ne reste que du carbonate glucyque. Ce sel peut ensuite être décomposé par une température plus élevée et ne laisse que la glucyne.

On peut même séparer l'alumine et la glucyne en dissolution par un courant de gaz sulfureux qui ne précipite que la première base. Par la filtration, on a une dissolution de glucyne pure, dont on peut précipiter cette base par l'ammoniaque.

Les sels glucyques ont de l'analogie avec les sels aluminiques, et se préparent par des procédés analogues. Ils ne forment point de composés comparables à l'alun.

ZIRCONIUM.

Zr = 420, 12.

Le zirconium est une poudre noire qui prend à peine l'éclat métallique de la plombagine sous le brunissoir. Il ne fond pas à la température à laquelle le verre entre

en fusion. Chauffé au contact de l'air, il brûle au-dessous de la température rouge, et donne une poudre blanche qui est de l'oxyde de zirconium ou la zircône. Le sulfate et le chlorure hydriques sont sans action bien sensible sur le zircônium à la température ordinaire; à la température de l'ébullition, ils l'attaquent avec dégagement d'hydrogène. L'azotate hydrique et même l'eau régale ont peu d'action sur lui: mais le fluorure hydrique le dissout à la température ordinaire avec dégagement d'hydrogène. Une dissolution concentrée et bouillante de potasse caustique ne l'attaque point.

Le zirconium a été obtenu par M. Berzélius en décomposant le fluorure zirconico-potassique (fluozirconate potassique) par le potassium, en opérant comme pour obtenir l'aluminium. Le produit de l'opération doit être tenu en macération dans une dissolution de chlorure hydrique, étendu d'un poids d'eau égal au sien, pendant 6 à 8 heures, il faut ensuite le recueillir sur un filtre, le laver avec une dissolution de chlorure ammonique, puis enfin avec de l'alcool.

L'oxyde de zircônium ou la zircône, Zr_2O_3, a été découvert par Klaproth en 1789. On le rencontre dans deux ou trois espèces minérales seulement, et principalement dans le zircon, qui est un silicate de zircône. Cette substance est blanche, infusible et fixe; son poids spécifique $= 4, 3$. La zircône qui a été calciné est à peine attaquable par les sels hydriques; le sulfate hydrique la dissout pourtant à chaud.

La zircône peut être obtenue en décomposant le zircon en poudre très fine par le carbonate de soude, à une température très élevée. On obtient une masse que l'on dissout dans le chlorure hydrique étendu d'eau. La liqueur est ensuite évaporée pour en séparer l'acide silicique (V. t. II, p. 12). On traite par l'eau pour redissoudre le chlorure de zircône, et l'on précipite cette base à l'état d'hydrate par l'ammoniaque. Cet hydrate après avoir été recueilli et tenu en macération avec de l'acide oxalique, donne de l'oxalate de fer très soluble, et de l'oxalate de zircône peu soluble. Cet oxalate donne de la zircône par la calcination.

Il existe un hydrate de zircône de la formule $2(ZrO_3)\ 3\,HO$.

Les caractères différentiels des sels de zircône ont été indiqués en même temps que ceux des aluminides en général (même volume, p. 19).

THORIUM.

Thorinium.

$Th = 1117, 33$ (1).

Le thorium a été découvert par M. Berzélius dans le thorite, qui est un silicate de thorine et de quelques autres bases. M. Wöhler l'a trouvé depuis dans le pyrochlore. Ce corps est pulvérulent, d'une couleur gris de plomb, susceptible de prendre un certain éclat métallique par le frottement du brunissoir. Il présente, du reste, les principales propriétés du zirconium, à cela près qu'il est plus attaquable par les acides; mais il ne décompose point l'eau, même à la température de l'ébullition. On obtient le thorium en décomposant le chlorure thorique par le potassium, comme s'il s'agissait d'extraire l'aluminium (même vol., p. 20).

(1) M. Berzélius représente l'oxyde de thorium ou la thorine par ThO. Dans ce cas, le poids du thorium est réduit d'un tiers, et devient 744, 90.

Si cette formule était bien établie, le thorium devrait quitter cette série et se rapprocherait de l'yttria. Il faut des observations plus étendues pour décider cette question.

VI^e ORDRE.

CHROMOIDES.

—

Les chrômoïdes sont caractérisés par deux sortes de composés principaux : un de la formule ΔO_2, et l'autre de la formule ΔO_3. Le premier est indifférent ou basique, le second est acide. Le chrôme n'a pas d'oxyde CrO ; mais il a un oxyde Cr_2O_3, tout-à-fait isodynamique avec l'alumine, le sesqui-oxyde de fer et le sesqui-oxyde de manganèse. Le vanadium présente une nombreuse série de composés oxygénés. Ce métal et le molybdène ont chacun un oxyde ΔO.

Ce qui caractérise spécialement les chrômoïdes, c'est que leur acide ΔO_3 forme des sels très remarquables. Le chrôme, et surtout le vanadium, présentent les plus grandes analogies avec le fer et le manganèse, et il n'y a réellement pas de raison bien plausible de les séparer, si ce n'est la non-existence de l'oxyde ΔO et la plus grande stabilité des sels fermés par les acides ΔO_3 des chrômoïdes.

Les corps de cette série forment des composés colorés.

Les oxydes des chrômides ne sont point réductibles par l'hydrogène à la température de la fusion du verre. Ils sont réduits par le charbon à une température plus élevée.

Il est sans doute inutile de faire remarquer que le soufre et les autres oxoïdes peuvent remplacer l'oxygène dans les composés qui viennent d'être indiqués et qu'il en est de même des chloroïdes.

Les chrômoïdes sont divisés en deux sous-séries : les *Chrômides*, qui comprennent le chrôme et le vanadium, et les *Molybdides*, qui renferment le molybdène et le tungstène.

CHROMIDES.

Chrôme. — Vanadium.

Le chrôme et le vanadium présentent les plus profondes analogies chimiques : ils sont isodynamiques dans tous les composés correspondans qu'ils peuvent former. On ne connaît que les oxydes Cr_2O_3, CrO_2, CrO_5 et VO, VO_2, VO_5.

On connaît le chrômate et le vanadiate de plomb naturels, qui ont la plus grande analogie.

CHRÔME.

$Cr = 351,82$.

Le chrôme n'existe point libre dans la nature; on ne l'y trouve que combiné et en quantité peu considérable. Les

principaux minerais qui le renferment sont l'eisenchrôme et le crocoïse. C'est en analysant celui-ci, qui est un chrômate de plomb, que Vauquelin en a fait la découverte en 1797. Le chrôme est à peine connu. Lorsqu'on réduit l'oxyde de chrôme par le charbon, on obtient, à la température la plus élevée des feux de forge, une masse grenue, d'un blanc grisâtre, dure, cassante, et ne présentant que des traces de fusion. Le poids spécifique de ce produit est de 5,9. Il est peu altérable à l'air et difficilement attaquable par les sels hydriques. Le chrôme passe pour réagir sur un barreau aimanté, mais cela ne paraît pas démontré d'une manière suffisante. Obtenu comme il vient d'être dit, il est probablement combiné avec une partie du carbone qui a servi à sa réduction, et il doit être au chrôme pur ce que la fonte est au fer. Selon M. Liebig, on obtient du chrôme pur, sous forme d'une poudre couleur de chocolat, en chauffant le chlorure de chrôme dans le gaz ammoniac. Dans cette réaction, il se forme du chlorure ammonique; de l'azote et du chrôme sont mis en liberté : $Cr_2Cl_3 + 4\,AzH_3 = 3\,(Cl\overline{AzH_4}) + Az + 2\,Cr$.

On connaît trois composés de chrôme et d'oxygène : le sesqui-oxyde de chrôme Cr_2O_3, le bi-oxyde de chrôme CrO_2 et l'acide chrômique CrO_3. Il existe sans doute encore un composé plus oxygéné qui serait l'acide hyper-chrômique; mais ce composé est très peu stable, et n'a été obtenu qu'à l'état salin. Le soufre et les chloroïdes forment des produits correspondans à ces divers composés oxygénés.

SESQUI-OXYDE DE CHRÔME.

Oxyde de chrôme, oxyde vert de chrôme, chrôme oxydé.

$Cr_2O_3 = 1003{,}64 = 4$ molécules.

L'oxyde de chrôme est dimorphe. Tel qu'on l'obtient par la dessiccation de son hydrate, il est en poudre d'un vert très foncé, attaquable par les acides. Si l'on chauffe ce produit, il devient tout-à-coup incandescent, *sans rien perdre ni gagner*, et se trouve transformé en une poudre d'un très beau vert, plus dense que la précédente, infusible, fixe, et très difficilement attaquable par les acides; sa chaleur spécifique = 0,1796, selon M. Regnault. En chauffant la vapeur de l'acide chloro-chrômique dans un tube de verre, ce produit est

décomposé: il donne de l'oxyde de chrôme *cristallisé*, et un mélange gazeux de chlore et d'oxygène $2\,(\overline{CrO_2Cl}) = Cr_2O_3 + O + Cl_2$. Cet oxyde a un poids spécifique de 5,21 et cristallise dans le système du rhomboèdre, comme le fer oligiste avec lequel il a la plus grande analogie.

L'oxyde de chrôme existe dans la nature. On le trouve en enduits verdâtres sur une roche de la montagne des Ecouchets près d'Autun. On connaît plusieurs procédés pour le préparer. Un de ces procédés, le plus anciennement connu et celui qui est le plus convenable pour la fabrication des émaux, consiste simplement à décomposer le chrômate de mercure par la chaleur: il se dégage du mercure et de l'oxygène, et il reste de l'oxyde de chrôme.

On obtient encore l'oxyde de chrôme en chauffant l'hydrate d'oxyde de chrôme, ou en chauffant un mélange de chrômate potassique et de chlorure ammonique, ou de chrômate potassique et de soufre; dans les deux derniers cas, il faut lessiver le résidu pour enlever les sels potassiques produits pendant la réaction, et il reste de l'oxyde de chrôme.

L'oxyde de chrôme donne de l'opacité au verre et sert pour colorer les émaux en vert. Pour que la teinte verte soit belle, il est convenable d'ajouter un peu d'oxyde de cobalt, qui agit par la teinte bleue qu'il donne à l'émail.

Combiné avec les acides, l'oxyde de chrôme donne naissance à des sels qui sont généralement d'une couleur verte.

En faisant passer un courant de vapeur d'acide sulfo-carbonique sur du sesqui-oxyde de chrôme chauffé au *blanc* dans un tube de porcelaine, il se produit un sulfure de chrôme correspondant à l'oxyde, ou Cr_2S_3. On obtient encore le même sulfure en chauffant l'oxyde chrômique avec la polysulfure potassique, et traitant le produit par l'eau; le résidu insoluble est le sulfure dont il est ici question.

En chauffant un mélange d'oxyde de chrôme et de charbon dans un courant de chlore sec, exactement comme s'il s'agissait de préparer le chlorure d'aluminium, il se dégage de l'oxyde de carbone, et il se produit du chlorure de chrôme volatil, qui se condense en petits cristaux couleur fleur de pêcher. Ce chlorure se dissout dans l'eau et lui communique une couleur verte semblable à celle du produit que l'on obtient en dissolvant l'hydrate chrômique dans le chlorure hydrique.

BI-OXYDE DE CHROME.

$CrO_2 = 551,82.$

Ce composé est une poudre rouge-brun, que l'on obtient en décomposant l'azotate chrômique à une chaleur modérée ; si l'on chauffait plus, on obtiendrait seulement du sesqui-oxyde de chrôme. Il se combine avec les acides et donne des sels d'un rouge sale. Cet oxyde est peu connu, et M. Maus a élevé des doutes sur sa composition.

ACIDE CHROMIQUE.

$CrO_3 = 651,82.$

L'acide chrômique, que l'on pense être anhydre, est une masse brune foncée, presque noire; lorsqu'on le chauffe, il abandonne de l'oxygène, se trouve tranformé en sesqui-oxyde de chrôme, et devient tout-à-coup incandescent en passant à la variété de cet oxyde qui est difficilement attaquable par les acides. L'action de la lumière long-temps continuée le transforme en bi-oxyde de chrôme. L'acide chrômique attire puissamment l'humidité atmosphérique; aussi est-il très soluble dans l'eau. Sa dissolution est d'un jaune rouge très foncé. Sa saveur est très acide; il tache la peau en rouge et il est très facilement réduit par les corps avides d'oxygène, et en particulier par les matières organiques : il résulte de là qu'il ne peut être filtré dans un filtre de papier. L'acide sulfureux le détruit instantanément et le transforme en sulfate vert de chrôme. L'acide sulfurique se combine avec lui : ce composé s'obtient en traitant le chrômate barytique par le sulfate hydrique : il se fait du sulfate barytique insoluble, et le composé des deux acides demeure en dissolution. Ce composé peut cristalliser en octaèdre d'un rouge de rubis par une évaporation ménagée. Si l'on chauffait trop fortement, il se trouverait réduit en sulfate chrômique vert.

Selon M. Maus l'acide chrômique s'unit directement avec l'hydrate d'oxyde chrômique et avec celui d'oxyde ferrique, de manière à donner un composé Cr_2O_3, $4\ CrO_3 = Cr_6O_{15} = 3\ Cr_2O_5$ ou $3\ (CrO_2, CrO_3)$. M. Maus pense que la première formule est la plus convenable.

L'alcool dissout l'acide chrômique. Si l'on élève un peu la température, il y a une réaction dans laquelle il se produit du

formiate hydrique, de l'éther hydrique, et probablement de l'aldéhyde.

L'acide chrômique peut être obtenu en cristaux, en évaporant sa dissolution avec ménagement et en l'abandonnant au repos.

L'acide chrômique se produit en décomposant l'acide fluochrômique par l'eau : il se fait de l'acide chrômique et du fluorure hydrique ($CrFl_3 + 3HO = CrO_3 + 3FlH$); on chasse ce dernier par la chaleur, et l'acide reste pur. Cette opération peut être faite facilement en faisant arriver la vapeur de l'acide fluochrômique dans l'eau à mesure qu'il se forme.

On peut encore obtenir l'acide chrômique dissous dans l'eau en décomposant le chrômate potassique par l'acide fluo-silicique : il se produit du fluo-silicate potassique insoluble et de l'acide chrômique qui demeure dissous.

ACIDE CHLOROXICHRÔMIQUE.— CrO_2Cl, peut-être 2 (CrO_3), $CrCl_3$. Ce composé est un liquide très volatil, d'un rouge très foncé, paraissant noir par réflection, que l'on peut obtenir en distillant un mélange de 30 parties d'acide sulfurique fumant, et de 10 parties de chlorure sodique fondu, avec 17 parties de bichrômate potassique. Ce produit est plus dense que l'eau : il ne se mêle point avec elle, mais il la décompose assez rapidement en donnant de l'acide chrômique et du chlorure hydrique; il attaque quelques métaux, le mercure, le soufre, et réagit violemment sur le phosphore.

ACIDE FLUOCHRÔMIQUE. —*Fluoride chrômique.*— $CrFl_3$. Cet acide est gazeux et coloré en rouge. Il attaque le verre en donnant de l'acide fluosilicique et de l'acide chrômique; c'est pourquoi on ne peut l'observer que dans des éprouvettes enduites d'un vernis résineux; encore le vernis est-il bientôt attaqué. Ce gaz est décomposé par l'eau en donnant de l'acide chrômique et du fluorure hydrique : $CrFl_3 + 3HO = CrO_3 + 3FlH$. On l'obtient en chauffant dans une cornue de plomb un mélange de 4 parties de chrômate plombique, de 3 parties de fluorure calcique et de 5 parties de sulfate monohydrique.

Si l'on recueille ce gaz dans un récipient contenant de l'eau, il donne lieu à la réaction précédente et permet d'obtenir l'acide chrômique pur.

L'acide fluochrômique fournit des composés salins avec les fluobases, et même probablement avec toutes les chloroïdobases.

CHROMATES.

CrO_3, $\Delta O = CrO_4\Delta$.

Les chrômates neutres contiennent trois fois autant d'oxygène dans l'acide que dans la base; ils sont tous jaunes ou rouges. L'acide chrômique peut s'unir avec la potasse de manière à donner un véritable bi-sel; c'est-à-dire qu'il en faut deux proportions pour une de base, sans eau.

Les chrômates insolubles abandonnent l'acide chrômique à la potasse lorsqu'on les fond avec l'hydrate potassique. Les chrômates solubles et dissous deviennent immédiatement *verts* par une addition suffisante d'acide sulfureux qui donne naissance à un sulfate de sesqui-oxyde de chrôme, peut-être à des sels doubles contenant la base du chrômate? Avec les dissolutions de plomb, ils donnent un beau précipité jaune; avec celle de protoxyde de mercure, ils donnent un précipité rouge vif; avec celles d'argent, ils donnent un précipité rouge foncé. Tous ces précipités sont des chrômates produits par double substitution.

ACIDE PER-CHROMIQUE ET PER-CHROMATES.

Cr_2O_7, $\Delta O = CrO\ 8\ \Delta$.

Selon M. Barreswill, lorsque l'on met le bi-chrômate potassique en contact avec du bi-oxyde hydrique, rendu fortement acide par le chlorure hydrique, on obtient de l'hyper-manganate hydrique que l'on peut isoler par l'éther ordinaire qui l'enlève à la dissolution aqueuse. Les per-chrômates sont bleus et fort peu stables (*Journ. de pharmacie*, 3ᵉ série, t. III, p. 448).

SELS CHROMIQUES.

HYDRATE CHROMIQUE.—*Hydrate d'oxyde de chrôme.*—Cr_2O_3, Aq. L'hydrate chrômique peut être obtenu en décomposant un sel chrômique par l'ammoniaque: il se fait un précipité gris verdâtre, que l'on purifie par des lavages. La potasse et la soude pourraient être employées; mais, ajoutées en excès, elles jouiraient de la propriété de redissoudre de l'hydrate chrômique. Cet hydrate est en masse, d'un gris verdâtre, dont la couleur devient plus verte par la dessiccation. Il est employé pour faire les sels solubles de chrôme, en le traitant par les sels hydriques dont il déplace l'eau.

SULFITE CHRÔMIQUE. — 3 (SO_2), Cr_2O_3 ou SO_2, $\overset{3}{Cr_2}$ O.

Ce composé est pulvérulent, insoluble et d'une couleur verte. On l'obtient en dissolvant l'hydrate chrômique en suspension dans l'eau par un excès d'acide sulfureux, filtrant la liqueur et chassant l'excès d'acide par l'ébullition. Le produit devient insoluble, et peut être recueilli par les moyens ordinaires.

L'acide sulfureux dissolvant l'hydrate chrômique et ne dissolvant point l'hydrate ferrique au minimum d'oxydation, M. Berthier a proposé l'emploi de cet acide pour séparer le chrôme du fer.

SULFATE CHRÔMIQUE. — 3 (SO_3), Cr_2O_3 ou SO_3, $\overset{3}{Cr_2}$ O_3.

Le sulfate chrômique est d'une couleur vert d'herbe. On le prépare en dissolvant l'hydrate chrômique dans le sulfate hydrique dilué. Il est soluble dans l'eau ; mais lorsqu'il se dessèche, il perd cette propriété.

AZOTATE CHRÔMIQUE. — 3 (AzO_5), Cr_2O_3 ou AzO_5, $\overset{3}{Cr_2}$ O.

L'azotate chrômique est vert, et soluble dans l'eau comme le sulfate. On le prépare de la même manière, en substituant l'azotate hydrique au sulfate hydrique. Desséché et chauffé avec précaution, il donne du bi-oxyde de chrôme.

Usages des composés de chrôme.

Les composés de chrôme ne sont point usités en médecine; ils ne sont point vénéneux, ou ne le sont qu'à une dose élevée. Ils sont uniquement employés dans les arts pour faire des couleurs pour la peinture et la teinture. Ils servent aussi pour colorer les émaux.

Caractères des sels chrômiques.

Les sels chrômiques sont verts; leur saveur est douce et astringente; lorsqu'ils sont dissous dans l'eau, ils donnent les réactions suivantes :

Avec les hydrates potassique et sodique, — un précipité gris verdâtre d'hydrate chrômique, soluble dans un excès de réactif.

Avec ammoniaque, — précipité de même nature, à peine soluble dans un excès d'alcali.

Avec carbonate potassique, — précipité en apparence semblable au précédent, mais formé d'hydrate et de carbonate chrômiques combinés ensemble. Ce précipité se dissout à chaud dans un excès de réactif.
Avec sulfure hydrique, — rien de sensible.
Avec sulfure alcalin, — précipité d'hydrate, dégagement de sulfure hydrique.
Avec cyanoferrure jaune, potassique, — précipité vert de cyanoferrure de chrôme.
Avec lames métalliques, — rien.
Avec infusion de noix de galle, — précipité brun.

L'hydrate d'oxyde de chrôme, desséché et fondu avec du borax, donne un émail vert, soit au feu de réduction, soit au feu d'oxydation.

VANADIUM.

Erythronium. Del Rio.

V = 856,89.

Le vanadium est un métal qui présente la plus grande analogie avec le chrôme, le fer et le manganèse. Il est fort rare, et n'existe point à l'état de liberté dans la nature. Il a été découvert par Del Rio en 1801, dans un minerai de Zimapan au Mexique. Cette découverte ayant été niée, l'existence du vanadium n'a été admise qu'à la suite d'un travail de Sefström, qui le trouva en 1830, dans un fer suédois qui présentait une grande ductilité.

Le vanadium est blanc d'argent, et présente un éclat assez vif; il est fragile et conduit facilement l'électricité. Il se dissout par l'azotate hydrique et l'eau régale. Le sulfate, le chlorure et le fluorure hydriques sont sans action sur lui; il en est de même de l'hydrate potassique, même à une température très élevée. Ce métal a trois degrés principaux d'oxydation : VO, VO_2 et VO_3. Ce dernier est un acide comparable à l'acide chrômique. Les sels de l'oxyde VO_2 ont une couleur bleue. Il existe en outre plusieurs composés oxygénés du vanadium, qui paraissent formés par la réunion des précédens.

MOLYBDIDES.

Les molybdides ne se distinguent par rien de bien saillant du groupe précédent. Ils comprennent le molybdène et le tungstène, qui forment chacun un acide RO_3, que l'on trouve dans la nature, combinés avec l'oxyde de plomb, comme l'acide chrômique et l'acide vanadique. Il existe aussi des acides oxychloromolybdique et oxychlorotungstique, comparables à l'acide oxychlorochrômique. On ne connaît point l'oxyde Mo_2O_3, ni l'oxyde W_2O_3, donnant des sels comme l'oxyde de chrôme, et c'est ce qui sépare aujourd'hui les chrômides et les molybdides. Lorsque ces oxydes seront connus, ainsi que leurs sels et les composés correspondans, il n'y aura plus de raison pour établir cette séparation.

MOLYBDÈNE.

Mo = 598,52 = 1 molécule.

Le molybdène est rare dans la nature; on l'y trouve combiné avec le soufre dans la molybdénite, et avec le plomb et l'oxygène dans le plomb molybdaté. Schéele

est le premier chimiste qui ait distingué les produits du molybdène en 1778. C'est à Hielm, autre chimiste suédois, que l'on doit d'avoir isolé ce métal.

Le molybdène pur est blanc d'argent lorsqu'il est en masse ; il est gris lorsqu'il est en poudre. Son poids spécifique varie de 8,61 à 8,63. Sa chaleur spécifique = 0,072 18, selon M. Regnault. Il n'entre en fusion qu'à la température la plus élevée des forges. Il absorbe l'oxygène de l'air, et peut décomposer l'eau à une température élevée. Le chlorure, le fluorure et le sulfate hydriques sont sans action sur lui à la température ordinaire. Il est attaqué par le sulfate monohydrique à l'aide de la chaleur ; l'azotate hydrique l'acidifie et le dissout. Il existe trois composés oxygénés du molybdène : MoO, MoO_2, MoO_3 ; trois composés sulfurés : MoS_2, MoS_3, MoS_4. Les chloroïdes forment des composés correspondant aux composés oxygénés. Ces deux sortes de composés peuvent s'unir entre eux, et donner des acides oxychloroïdo-molybdiques.

L'*oxyde de molybdène*, MoO, s'obtient en chauffant l'hydrate d'oxyde de molybdène dans le vide : après que l'eau est évaporée, le résidu paraît tout en feu, sans doute en subissant une transformation isomérique, et l'oxyde est formé. C'est une masse noire comme de la poix. Il se suroxyde lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, les sels hydriques ne l'attaquent point. Les sels qu'il forme sont fortement colorés et presque noirs. Le carbonate et l'hydrate potassique ne peuvent redissoudre le précipité qu'ils y font naître ; le sesqui-carbonate ammonique peut, au contraire, le redissoudre.

Il existe un chlorure MoCl correspondant au protoxyde. On l'obtient en dissolvant l'hydrate molybdique dans le chlorure hydrique. Sa dissolution a une couleur rouge brun très foncé ; lorsqu'on l'évapore dans le vide, on obtient une poudre noire insoluble dans l'eau, qui est un sous-chlorure. Il existe aussi un iodure et un fluorure molybdiques, que l'on obtient par un procédé analogue, et qui possèdent à-peu-près le même aspect ; mais il n'y a point de monosulfure de molybdène.

Le *bi-oxyde de molybdène*, MoO_2, est une poudre presque noire, à reflet métallique pourpre, qui est difficilement attaquée par les sels hydriques et les alcalis. Son poids spécifique = 5,666. L'hydrate de bi-oxyde de molybdène est couleur de rouille. Il est légèrement soluble dans l'eau, à peine soluble dans la dissolution d'hydrate potassique, et soluble dans le carbonate, et surtout dans le bi-carbonate potassique ou sodique.

On obtient le bi-oxyde de molybdène en chauffant un mélange de molybdate sodique et de chlorure ammonique pulvérisés. Le résidu est traité par l'eau bouillante, qui dissout le chlorure sodique formé dans l'opération, et laisse l'oxyde de molybdène pour résidu. Comme il peut contenir de l'acide molybdique, on le purifie en le faisant bouillir dans une faible dissolution d'hydrate potassique, le lavant et le desséchant ensuite.

Il existe un sulfure naturel de molybdène, correspondant au bi-oxyde. Ce sulfure est solide, gris bleuâtre, et possède l'éclat métallique. Il est le plus souvent en masse homogène ou laminaire, douce au toucher, flexible, tendre, ressemblant au graphyte : de là le nom que l'on a donné au molybdène, nom qui vient du grec, et qui dérive de celui du graphyte. Il laisse une trace verte quand on le passe sur la porcelaine. On le trouve quelquefois, mais rarement, en lames hexagonales. Son poids spécifique varie de 4,14 à 4,57. Sa chaleur spécifique varie de 0,109 à 0,113. Le sulfure de molybdène résiste à une température élevée ; mais lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, il absorbe de l'oxygène et donne du gaz sulfureux, qui se perd, et de l'acide molybdique anhydre qui se forme en petits cristaux. Le

sulfate hydrique le dissout à l'aide de l'ébullition, abandonne du gaz sulfureux, et se colore en bleu ; l'azotate hydrique l'attaque, mais ne le dissout pas. L'eau régale le dissout. Le sulfure de molybdène naturel existe en petite quantité dans les roches primitives ; les minéralogistes le nomment *molybdénite*. Sa formule est MoS_2.

Ce composé est l'origine de tous les autres produits du molybdène. On fait le molybdate d'ammoniaque en le grillant, pour avoir l'acide molybdique, et en dissolvant celui-ci dans l'ammoniaque. Ce produit sert pour préparer l'acide molybdique pur et les autres composés du molybdène.

Il existe un bi-chlorure de molybdène, $MoCl_2$. Ce composé est solide, cristallisable, noir ou gris foncé, fusible, volatil et donnant un gaz rouge presque opaque. On le prépare en faisant passer un courant de chlore sur du molybdène chauffé dans un tube de verre. On l'obtient dissous dans l'eau en traitant l'hydrate de bi-oxyde de molybdène par le chlorure hydrique. On connaît encore un bi-iodure et un bi-fluorure de molybdène, analogues aux précédens.

Acide molybdique, MoO_3. L'acide molybdique est solide, blanc, pulvérulent ou en petits cristaux prismatiques. Son poids spécifique $=$ 3,49 ; sa chaleur spécifique $=$ 0,1324, selon M. Regnault. Il est fusible et volatil. L'eau en dissout 0,00175. Il se dissout dans les sels hydriques et dans une dissolution de tartrate hydro-potassique. On prépare l'acide molybdique en ajoutant de l'azotate hydrique au molybdate ammonique, en évaporant le produit et en le chauffant à la fin de l'opération, pour détruire l'azotate ammonique.

acide sulfo-molybdique, MoS_3, est noir, et réagit comme les acides, mais à un faible degré. Chauffé en vase clos, il perd le tiers du soufre qu'il contient et se trouve transformé en bi-sulfure de couleur grise. Il se dissout dans les hydrates potassique et sodique ; mais beaucoup plus facilement dans les sulfures alcalins, avec lesquels il s'unit pour former des sulfo-molybdates. On prépare l'acide sulfo-molybdique en décomposant par un courant de gaz sulfure hydrique, une dissolution de molybdate potassique ou sodique, et en ajoutant avec ménagement ensuite du chlorure hydrique. Il se forme un précipité brun que l'on recueille, qu'on lave, et que l'on dessèche : ce précipité est l'acide sulfo-molybdique.

En dissolvant l'acide molybdique dans le chlorure hydrique, on obtient l'acide chloro-molybdique $MoCl_3$. Ce composé est acide et s'unit aux chloro-bases. On connaît aussi un acide oxychloro-molybdique MoO_2Cl.

Indépendamment des composés précédens, il existe un oxyde bleu de molybdène, dont la composition peut être représentée par $Mo_3O_8 = Mo_2 2MoO_3$. On l'obtient en versant peu-à-peu de l'acide chloro-molybdique dans une dissolution de molybdate ammonique : il se forme un précipité couleur d'indigo, que l'on recueille et que l'on lave successivement avec une dissolution de chlorure ammonique et de l'alcool, parce qu'il est un peu soluble dans l'eau. Cet oxyde se dissout dans les acides, et donne ainsi des composés bleu foncé (V. p. 40, l. 8–12).

On connaît encore un sulfure MoS_4, de telle manière que les quantités de soufre des trois sulfures molybdiques sont entre elles : : 2 : 3 : 4.

L'oxyde et le bi-oxyde molybdiques s'unissent aux acides et forment des sels comme cela a déjà été dit précédemment.

Les sels de protoxyde de molybdène sont bruns, et même noirs. Les hydrates potassique et sodique, ainsi que l'ammoniaque, y font naître un précipité noir d'hydrate.

Les carbonates alcalins, et surtout les bi-carbonates et le sesqui-carbonate ammonique, font naître un précipité brun noir qu'ils peuvent redissoudre.

Le sulfure hydrique produit lentement un précipité brun noir ; le sulfure ammonique donne un précipité jaune brun de sulfure molybdique.

Les sels de bi-oxyde molybdique possèdent les mêmes caractères que les précédens, et ne peuvent en être distingués qu'avec difficulté ; seulement le précipité qu'ils donnent par le carbonate potassique est moins soluble dans un excès de réactif.

L'acide molybdique humecté avec l'acide muriatique, et placé sur une lame de zinc, devient *bleu*. Les molybdates dissous dans le chlorure hydrique, et mis en contact avec le zinc ou l'étain, deviennent d'abord *bleus*, puis *verts* et enfin *bruns-noirs*.

Les composés oxygénés du molybdène donnent une belle couleur *verte* au sel de phosphore lorsqu'on les chauffe ensemble à la flamme interne du chalumeau.

TUNGSTÈNE.

Wolfram, *Wolframium*, *Scheelium*.

W = 1183 = 1 molécule.

Le molybdène et le tungstène sont reliés par des analogies si profondes, qu'en faisant l'histoire de ce dernier corps, on répétera presque tout ce qui a été dit du premier. Son nom vient du suédois, et veut dire pierre pesante. Il vient de ce qu'on l'a trouvé d'abord à l'état de tungstate calcique, qui a effectivement un poids spécifique considérable. On le connaît encore combiné avec l'oxygène, le fer et le manganèse, sous le nom de Wolfram, et à l'état de tungstate de plomb.

Le tungstène pulvérulent ou en masse, est gris ; dans ce dernier état, il possède l'éclat du fer ; il est très dur. Son poids spécifique varie de 17,22 à 17,6 ; sa chaleur spécifique = 0,03636, selon M. Regnault. Il est très peu fusible. Il brûle lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, et se transforme en acide tungstique, qui est jaune. On peut l'obtenir en réduisant l'acide tungstique par l'hydrogène sec, dans un tube de verre chauffé au rouge. On peut l'obtenir aussi en réduisant l'acide tungstique par le charbon, dans un creuset chauffé à la forge.

Bi-oxyde de tungstène. WO_2. Il n'y a point d'équi-oxyde de tungstène. Cet oxyde est une poudre brune, presque noire. On l'obtient en décomposant par la chaleur un mélange intime de tungstate sodique et de chlorure ammonique : il se forme du chlorure sodique, de l'eau, et l'azote devient libre. L'oxyde demeure au milieu de la masse de chlorure sodique, il peut en être séparé par des lavages à l'eau chaude qui enlève ce dernier. Cet oxyde brûle lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, et se transforme en acide tungstique jaune. Bouilli avec une dissolution d'hydrate potassique, il donne du tungstate potassique, et il se dégage de l'hydrogène. On ne connaît point les sels de bi-oxyde de tungstène.

Si, dans du tungstate sodique en fusion, on ajoute autant d'acide tungstique qu'il en peut prendre, et qu'après le refroidissement on pulvérise le produit, et qu'on le chauffe dans un courant d'hydrogène, il se forme un composé d'oxyde de tungstène et de soude, insoluble dans l'eau bouillante, et qu'on peut obtenir en lavant la masse obtenue avec ce liquide. Le composé a pour formule $NaO, 2MO_2$. Il est en cubes ou en lamelles d'une couleur d'or très brillante. Il résiste à tous les acides ordinaires, même à l'eau régale ; mais il est décomposé par l'oxygène, le soufre et le chlore à une température élevée.

Le bisulfure tungstique, WS_2, est gris d'acier, et possède l'éclat métallique. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz sulfure hydrique sur de l'acide tungs-

tique chauffé dans un tube de verre, ou bien en chauffant ensemble 1 partie d'acide tungstique et 6 parties de cinabre dans un creuset inaccessible à l'air.

Il existe aussi un *bichlorure tungstique* WCl_2, solide, rouge, cristallisable en longues aiguilles prismatiques, fusible, volatil, et donnant une vapeur rouge excessivement foncée. Il est décomposé par l'eau en hydrate de bi-oxyde, solide, d'un brun violet et en chlorure hydrique. On l'obtient en chauffant le tungstène dans un courant de chlore sec.

Oxyde bleu de tungstène. W_2O_5. Cet oxyde est en poudre d'un bleu indigo. On l'obtient en chauffant l'acide tungstique dans un courant d'hydrogène sec, en ayant soin de ne pas dépasser la température de la flamme d'une lampe à alcool. La formule de cet oxyde paraît bien établie : l'oxyde bleu de molybdène en aurait-il une semblable?

Acide tungstique WO_3. Ce composé est solide, pulvérulent, jaune ou verdâtre. Son poids spécifique = 6,12. Il est insoluble dans l'eau. On l'obtient en décomposant le tungstate ammonique par l'azotate hydrique et la chaleur.

On prépare facilement le tungstate ammonique en traitant le Wolfram finement pulvérisé par le chlorure hydrique : le fer et le manganèse se dissolvent, et il reste de l'acide tungstique jaunâtre; cet acide, mis en contact avec l'ammoniaque, s'y dissout, et donne du tungstate ammonique. Ce composé, abandonné à l'air, donne des cristaux prismatiques et brillans de bitungstate ammonique.

L'*acide sulfotungstique*, WS_3, est une poudre noire que l'on obtient en décomposant le sulfomolybdate potassique par le chlorure hydrique.

L'*acide chlorotungstique*, WCl_3, est solide, cristallisable en longues aiguilles, d'un beau rouge. Il est très fusible et volatil. Sa vapeur est rouge comme celle de l'acide azotosique. L'eau le décompose et le transforme en acide tungstique et en chlorure hydrique. On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sur le bisulfure tungstique à la température d'une lampe à alcool.

En chauffant le bi-oxyde de tungstène dans un courant de chlore, il absorbe un équivalent de ce gaz, et se trouve transformé en acide oxychlorotungstique $W\overline{O_2Cl}$. Ce composé est en lamelles nacrées, très brillantes, très volatiles, et possèdent une odeur acide suffocante. Selon M. Bonnet, il existerait un autre acide oxychlorotungstique qui aurait pour formule $W\overline{OCl_2}$.

Les composés renfermant du tungstène sont faciles à reconnaître, en faisant passer le tungstène qu'ils contiennent à l'état d'acide tungstique qui est jaune. Cela s'obtient facilement en chauffant l'oxyde au contact de l'air, en grillant le sulfure, en décomposant les chlorures par l'eau, et en grillant ensuite, si cela est nécessaire; enfin, en décomposant les tungstates par l'azotate hydrique bouillant.

Un tungstate dissous dans le phosphate trihydrique donne un produit bleu par une lame de zinc.

L'oxyde de tungstène et l'acide tungstique peuvent colorer en bleu le sel de phosphore lorsqu'on les chauffe ensemble à la flamme interne du chalumeau.

VII^e ORDRE.

SIDÉROÏDES.

Les sidéroïdes sont caractérisés par un composé éminemment basique de la formule ΔR, isodynamique avec les oxydes calcoïdiques. Ils forment, en outre, des composés $\Delta_2 R_3$ isodynamique avec l'oxyde d'aluminium, et quelquefois ils forment des oxydes ΔR_3 isodynamiques avec l'acide sulfurique. Cette série, intimement liée avec la précédente, est intermédiaire aux aluminoïdes, aux chrômoïdes, aux calcoïdes, et même aux zincoïdes.

Dans les hyper-manganates, on a un exemple de l'isodynamie de 2 Mn avec X, qui représente un équivalent d'un chloroïde, qui vient, avec tant d'autres, prouver que les molécules d'un même corps, en se pénétrant ou en se divisant, peuvent jouer des rôles dynamiques très différens, et que les classifications exclusives ou absolues sont impossibles.

FER.

Mars.

Fe = 339,2 = 1 molécule physique.

Le fer est connu de tout le monde. Son bas prix, les modifications profondes qu'il présente sous les noms de *fer*, de *fonte* et d'*acier*, sa grande résistance, les formes variées qu'il peut prendre, l'ont rendu indispensable à notre état de civilisation. Répandu en tous lieux, appliqué à une foule d'usages, il a nécessairement été l'objet d'un grand nombre de recherches; aussi son histoire est-elle plus complète que celle de tous les autres métaux.

On trouve peu de fer *natif* dans la nature; encore tout fait-il présumer que, dans cet état, il est constamment *météorique*, c'est-à-dire qu'il est tombé des espaces planétaires sur notre globe. A l'état de combinaison, il est très répandu : on le trouve depuis les terrains les plus anciens jusqu'aux plus modernes. Les principaux composés naturels sont des *oxydes* qui existent en masses considérables, des sulfures très communs, mais moins abondans; la *limonite* et le *carbonate*.

Le fer pur est solide, mou, très malléable, facile à entamer

avec une lame d'acier. Presque tous les fers du commerce sont impurs, et les diverses matières qui s'y trouvent unies leur communiquent des propriétés particulières qui les font rechercher, ou qui les font rejeter pour certains usages. Le fer français du Berry, préparé au charbon de bois, est celui qui se rapproche le plus du fer pur par ses propriétés; on peut le tordre et le plier en sens inverses un grand nombre de fois sans le rompre. Les fers de Suède sont aussi généralement plus purs que les autres.

Selon M. Voehler, le fer appartiendrait au système cubique, et affecterait principalement les formes du cube et de l'octaèdre.

Le poids spécifique du fer est très variable, selon que ce métal a été *recuit* ou *écroui*.

Poids spécifiques du fer.

Fer doux, bien recuit.	7,6000
Fils écrouis.	7,6305
Id. id. laminés.	7,7169
Id. recuits, laminés.	7,7312
Fer martelé.	7,7433

Le poids spécifique du fer peut donc varier entre 7,6000 et 7,7433.

En même temps que le poids spécifique du fer varie, sa ténacité éprouve des modifications considérables : un fil de fer écroui de $0^{mm},5000$ de diamètre ne se rompt que par une force équivalant à un poids de $15^{k},4$. Après le recuit, le diamètre du fil $= 0^{mm},5205$ et n'exige plus que $9^{k},8$ pour se rompre.

Sous le point de vue de la ténacité, le fer n'est comparable qu'à l'état de recuit parfait, et encore faut-il le supposer toujours de même nature. La force nécessaire pour rompre le fer par une traction étant proportionnelle à la section normale du fil, on pourra se servir du dernier nombre pour calculer sa ténacité. Les fils non recuits étant plus ou moins écrouis, et l'écrouissage ayant lieu plus ou moins profondément, il est impossible de rien assigner d'une manière précise, si ce n'est que les fils écrouis d'un très petit diamètre sont ceux qui, toutes proportions gardées, sont les plus tenaces : un fil de fer écroui de $0^{mm},35$ de diamètre ne se rompt que par un poids

de 12^k. Ce poids est réduit de plus de moitié par le recuit du fil.

M. Masson a trouvé 3,84 pour coefficient d'élasticité du fer.

La dilatabilité du fer a été déterminée par plusieurs physiciens. Voici le résultat des principales observations.

Dilatation linéaire du fer pour 100°, *en partant de* 0°.

Fer doux forgé. . . .	0,00122045.	— Lavoisier et Laplace.
Fer rond, passé à la filière.	0,00123504.	— *Id.*
Fer	0,00125833.	— Smeaton.
Fer tiré à la filière. . .	0,00144010.	— Troughton.

Dilatation absolue du fer pour 1 *degré.*

De 0°, à + 100°	0,00003546	Dulong et Petit.
De 0°, à + 300°	0,00004405	

Les expériences de Dulong et Petit démontrent que le coefficient de dilatation du fer croît avec la température. La chaleur spécifique de ce métal croît aussi avec la température (1).

Chaleur spécifique du fer.

Par la méthode des mélanges. .	de 0° à + 100°	0,11379.	Regnault.
Par la méthode de refroidissement.	de 0° à + 10°	0,11000.	Dulong et Petit.
Par la méthode des mélanges. .	de 0° à + 100°	0,10980.	*Id.*
— —	de 0° à + 200°	0,11500.	*Id.*
— —	de 0° à + 300°	0,12180.	*Id.*
— —	de 0° à + 350°	0,12550.	*Id.*

La conductibilité du fer pour la chaleur est représentée par 374,3, lorsque celle de l'or l'est par 1000, selon M. Despretz.

Le fer n'entre en fusion qu'à la température la plus élevée d'une bonne forge, température que l'on estime être de 130° du pyromètre de Wedgwood, ou à 153o° du pyromètre à air, selon Daniell. Il ne se liquéfie pas complétement et ne peut se mouler convenablement. Avant de fondre, il se ramollit de manière à être soudé par le martelage. Cette dernière propriété se rencontre rarement chez les métaux : elle appartient plus particulièrement aux alliages qui, par la chaleur, se di-

(1) Il est éminemment probable que les nombres obtenus par Dulong et Petit sont trop faibles. Cette remarque est déduite de leur mode d'expérimentation.

visent en composés inégalement fusibles et qui font pâte l'un dans l'autre. Cela porterait à croire que le fer est composé. Déjà Capitaine a dit que le fer précipité par le zinc était différent du fer ordinaire; mais ce résultat ne pourra être admis qu'après avoir été sanctionné par de nouvelles expériences.

Le fer est attirable à l'aimant et susceptible de conserver la propriété magnétique lorsqu'il est écroui.

Les fers du commerce renferment du carbone, du silicium, quelquefois du phosphore, plus rarement du soufre et de l'arsenic. Ils peuvent encore contenir du manganèse, du titane, du chrôme et de l'aluminium. Le carbone donne de la dureté au fer et le rend apte à subir une espèce de trempe; les fers de Corse, préparés dans de petits fourneaux, sont très chargés en carbone et se rapprochent beaucoup de l'acier. Le phosphore durcit le fer, le rend cristallisable en facettes et cassant à froid. Le soufre qui est le plus nuisible de tous, le rend cassant à chaud; il ne faut que des dix millièmes de ce corps pour communiquer de mauvaises qualités à ce métal.

A la température ordinaire le fer résiste à l'action du gaz oxygène et de l'air secs; à une température élevée, il s'oxyde; l'oxyde produit forme un enduit cassant à la surface du métal. Cet enduit qui s'enlève sous le marteau du forgeron porte les noms de *battitures* et de *paille de fer*. Le fer brûle vivement dans un excès d'oxygène, et donne de l'oxyde rouge ou sesqui-oxyde qui tapisse les parois du vase (*V.* tom. 1, p. 442, comment l'expérience peut être faite). Chauffé dans l'air, le fer brûle en scintillant lorsqu'il est près d'entrer en fusion. La combustion est même assez vive, si à cette température élevée on l'agite rapidement dans l'air. L'expérience est facile à faire en l'attachant à un fil de fer et en le faisant tourner aussi vite que possible, lorsqu'il est rouge blanc. Dans ce cas, il ne se forme qu'un oxyde noir qui est un mélange de sesqui-oxyde et de protoxyde en proportions variables.

Selon M. le baron Thenard, l'eau privée d'air n'a point d'action sur le fer à la température ordinaire; mais lorsqu'elle est aérée, ce métal se *rouille* promptement. Le soufre s'unit rapidement au fer lorsque la température est suffisamment élevée: l'action est si rapide que l'on peut faire usage de cylindres de soufre pour percer de très fortes plaques de fer. Pour cela il suffit de chauffer fortement ces plaques et de les mettre

en contact avec la base d'un cylindre de soufre (V. le *bi-sulfure de fer*, p. 52).

Le soufre s'unit encore au fer sous l'influence de l'eau; l'action peut être même très violente si les quantités sont considérables : la température s'élève jusqu'au point d'enflammer le mélange. Un pareil mélange enfoui sous le sol donne lieu au *volcan artificiel* de Lémery. Ce mélange est employé pour la préparation du *sulfure hydrique;* on le fait avec six parties de soufre et dix parties de fer.

Les chloroïdes ont peu d'action sur le fer, à la température ordinaire lorsqu'ils sont bien secs; mais par voie humide, la dissolution du métal est rapide. S'il est en excès, il se forme des composés formés d'un équivalent de chacun de ces corps. Si le chloroïde est en excès, il se forme un composé d'un équivalent et demi de ce corps, avec un seul équivalent de fer.

A une température élevée les azotoïdes, l'azote excepté, s'unissent avec le fer et donnent des composés solides, durs, cassans et plus fusibles que le métal. L'azote n'est pas sans action, mais il ne reste point entièrement en combinaison.

Le carbone s'unit très bien au fer et donne lieu aux divers aciers et aux fontes.

Le bore et le silicium s'unissent aussi au fer. Les fontes renferment presque toutes du silicium.

Le fer s'allie difficilement à la plupart des métaux, en général il augmente leur dureté.

Les métaux avec lesquels il s'allierait le mieux, seraient sans doute ceux de l'ordre des sidéroïdes dont il fait lui-même partie.

Le fer sépare le cuivre, le mercure, l'argent et l'or de leurs dissolutions. Il est facilement attaqué et dissous par les sels hydriques (acides ordinaires). Si l'eau est assez abondante, il se dégage de l'hydrogène qui éprouve un simple déplacement. Le sulfate équi-hydrique n'attaque le fer qu'à l'aide de la chaleur, et il se dégage alors du gaz sulfureux.

Le gaz sulfureux dissout directement le fer en présence de l'eau et sans qu'il se dégage rien : il se forme ainsi un hyposulfite d'une espèce particulière.

A la température rouge le fer décompose le gaz carbonique et le réduit à l'état d'oxyde de carbone, en lui enlevant la moitié de l'oxygène qu'il contient. L'oxyde de carbone jouit de

la propriété remarquable de réduire l'oxyde de fer dans les mêmes circonstances. Lavoisier a démontré aussi que l'eau en vapeur est décomposée par le fer à une température élevée, et l'hydrogène réduit aussi très complétement les oxydes de fer à la même température.

Le fer en poudre très fine, obtenu par la réduction d'un oxyde de fer par l'hydrogène (fer pyrophorique), entre en ignition aussitôt qu'il a le contact de l'air. Ce phénomène remarquable est dû à la condensation du gaz oxygène qui a lieu dans cette circonstance, à l'élévation de température qu'elle détermine et à la combinaison qui en est la suite.

L'expérience réussit d'autant mieux quand l'oxyde, réduit par l'hydrogène, a été préalablement mêlé avec de l'alumine. Ce mélange s'obtient très facilement en ajoutant de l'alun à un sel sous-ferrique, et en le précipitant par l'ammoniaque : le précipité est un mélange d'hydrate de sesqui-oxyde de fer et d'alumine, qu'il faut laver et dessécher avant d'essayer de le réduire par le gaz hydrogène.

Du fer trempé dans de l'azotate hydrique, du poids spécifique de 1,521 devient neutre ou indifférent à la plupart des actions chimiques. Ce fer, ainsi neutralisé, est dans un état électrique tout particulier, qui permet qu'on l'emploie concurremment avec du fer ordinaire dans la construction d'une pile hydro-électrique (V. *Journ. de pharm.*, nouv. série, t. 1, p. 31).

Le fer s'unit en un grand nombre de proportions avec différens corps, et la comparaison de certains composés d'une série, avec ceux d'une autre série, permet de penser qu'il y a encore beaucoup de composés à découvrir.

Voici les rapports des équivalens, avec quelques exemples à l'appui :

Soit R un équivalent indéterminé, on a :

Fe_8	R	Sous-sulfure de fer.
Fe_2	R	Autre sous-sulfure de fer.
Fe	R	Protosulfure. — Protochlorure, etc.
Fe_8	R_9	Battitures (Mosander).
Fe_7	R_8	Pyrite magnétique.
Fe_6	R_7	Battitures (Berthier).
Fe_5	R_6	Bleu de Prusse, par le cyanoferride potassique.
Fe_7	R_9	— par le cyanoferrure potassique.
Fe_3	R_4	Oxyde magnétique.
Fe_2	R_3	Sesqui-oxyde.
Fe	R_2	Pyrite et sperkise.
Fe	R_3	Acide ferrique.

Plusieurs des rapports de la série précédente sont loin de présenter la simplicité

qui semble présider à la symétrie des cristaux; mais, à n'en pas douter, ils indiquent des systèmes pénétrés les uns dans les autres. Excepté ce qui a lieu par le sulfure Fe_7S_8, on représente tous ces composés par la réunion des composés Fe R, combinés avec d'autres composés Fe_2R_3: ainsi les composés n^os 2, 4, 5, 6, 7, sont dans ce cas. Ils donnent :

$$Fe_8R_9 = 6\,FeR, Fe_2R_3$$
$$Fe_6R_7 = 4\,FeR, Fe_2R_3$$
$$Fe_5R_6 = 3\,FeR, Fe_2R_3$$
$$Fe_7R_9 = 3\,FeR, 2\,Fe_2R_3$$
$$Fe_3R_4 = FeR, Fe_2R_3$$

Le pyrite magnétique est représenté par 6 FeS, FeS_2. Il y a évidemment quelque chose d'arbitraire dans cette manière de représenter les combinaisons; car on admet un autre mode de combinaison pour la pyrite magnétique que pour les oxydes, et cependant le soufre est isodynamique avec l'oxygène. On se fonde, d'un côté, sans doute sur ce que ce sont toujours les oxydes FeO et Fe_2O_3 qui se présentent à nous, soit dans la nature, soit dans les analyses, sur ce que l'on connaît peu le sesqui-sulfure Fe_2S_3, et sur ce que l'on connaît beaucoup mieux le bi-sulfure FeS_2, mais cela ne prouve rien et ne fait pas connaître le mode réel de combinaison de ces corps. C'est par une induction de cette nature que les composés du manganèse correspondant à ceux du fer, ont été représentés par la réunion des élémens déjà binaires MnO et MnO_2. On n'a aucune preuve que l'oxyde magnétique soit plutôt FeO, Fe_2O_3, que 2 FeO, FeO_2.

On connaît dans la nature le titanate de fer d'Arendal et l'ilménite, qui ne sont peut-être que des variétés d'une même espèce, dans lesquels le titanate de fer TiO_2, FeO est parfaitement isodynamique et isomorphe avec le sesqui-oxyde de fer Fe_2O_3. Par ce fait, le sesqui-oxyde de fer devrait être représenté par FeO, FeO_2, et tous les composés dans lesquels on le suppose devraient subir une modification du même genre. Mais je me garderai bien d'adopter aucune de ces idées d'une manière exclusive: c'est la forme des composés d'abord, et les réactions chimiques ensuite, qui doivent apprendre celle que l'on doit préférer; et la science n'est point encore assez avancée pour qu'il soit permis d'avoir une opinion arrêtée à cet égard : il est probable que les rôles changent selon les circonstances, et que Fe_2O_3 libre, qui peut d'abord varier par le polymorphisme, peut n'être pas le même qu'à l'état de combinaison, et qu'en outre, il est possible que toute prédisposition soit détruite dans quelques composés particuliers.

On trouvera à l'article manganèse une autre discussion sur la formule du bi-oxyde MnO_2, qui correspond au bi-sulfure de fer, l'oxyde FeO_2 étant inconnu.

Les composés primitifs FeR et Fe_2R_3, ainsi que les composés qu'ils forment en s'unissant comme bases avec des acides, sont les plus importans.

Composés formés par l'union des oxoïdes avec le fer.

Les principaux composés de fer et d'oxygène sont ceux représentés par les formules FeO, Fe_3O_4, Fe_2O_3 et FeO_3.

Les premiers sont considérés comme des oxydes, et le dernier comme un acide.

Avec le soufre, le fer donne les composés, Fe_2S, FeS, Fe_7S_8, Fe_3S_4 et FeS_2.

OXYDES FERRIQUES.

ÉQUI-OXYDE DE FER. — *Oxyde ferreux. Protoxyde de fer.*— FeO = 439,2. La théorie adoptée généralement pour la constitution des sels, celle qui suppose qu'ils renferment un acide et un oxyde, permet d'admettre que le protoxyde de fer existe à l'état de combinaison; mais il est douteux qu'on l'ait jamais obtenu à l'état de liberté. Bucholz pense que l'oxyde qui se produit quand on fait réagir la vapeur d'eau sur du fer à une température élevée est du protoxyde; mais cela n'est pas suffisamment démontré. Les chimistes français admettent que l'oxyde que l'on obtient dans cette circonstance est l'oxyde Fe_3O_4. Si l'opinion de Bucholz était fondée, le protoxyde de fer serait une poudre noire, magnétique et peroxydable par le concours de l'air et de l'humidité.

Uni à l'eau et à divers acides, le protoxyde de fer forme des composés salins que M. Berzélius nomme des *sels ferreux* (1).

Ces composés sont généralement d'un vert bleuâtre clair.

QUADROXYDE FERRIQUE.— *Oxyde magnétique; oxyde ferroso-ferrique*, Berz.; *aimant*, Beudant; *oxyde noir de fer; æthiops martial*, pharm.—$Fe_3O_4 = FeO, Fe_2O_3 = 1417,61 = 6$ molécules. Cet oxyde existe en masses considérables dans les terrains cristallisés et serpentineux. On le rencontre principalement en Suède et en Norwége; à Cogne, dans le Piémont; en Hongrie, etc.; partout il forme un excellent minerai de fer. Il est amorphe, noir, ou cristallisé avec un éclat métallique gris noir. Sa poudre est toujours noire. Il cristallise dans le système cubique : on le trouve principalement en octaèdres, mais souvent en dodécaèdres, très rarement en cubes; il est toujours attirable à l'aimant, et quelquefois il réagit sur le

(1) La nécessité de donner aux composés des noms analogues lorsqu'ils sont représentés par des formules semblables, m'oblige, à mon grand regret, de donner le nom de sels ferriques à ces sortes de composés, attendu que les composés correspondans du calcium, du zinc, du potassium, de l'hydrogène, etc., portent des noms terminés de la même manière. Cela amène de la confusion, et met dans un embarras réel lorsqu'il s'agit de donner un nom aux *sels ferriques* de M. Berzélius. Je les nommerai sels sous-ferriques, parce que, à masses égales, ils contiennent moins de fer.

fer neutre : dans ce dernier cas, il constitue l'*aimant naturel*. Son poids spécifique est de 5 environ ; sa chaleur spécifique = 0,1641, selon M. Newmann, et 0,1678, selon M. Regnault.

On peut obtenir l'oxyde noir de fer en chauffant du protochlorure de fer avec un excès de carbonate de soude, et en lavant le produit : le résidu est une poudre noire, qui est cet oxyde même.

Les battitures de fer paraissent présenter une composition variable. Selon M. Berthier, elles seraient un oxyde de la formule 4 FeO, Fe_2O_3 ; selon M. Mosander, elles seraient 6 FeO, Fe_2O_3. Les battitures pourraient bien n'être qu'un mélange variable de protoxyde et d'oxyde magnétique.

SESQUI-OXYDE FERRIQUE.— *Per-oxyde de fer ; oxyde rouge de fer ; safran de mars*, pharm. ; *fer oligiste*, min. ; *colchotar ; rouge d'Angleterre*. $Fe_2O_3 = FeO, FeO_2 = 978,41 = 4$ molécules. Cet oxyde possède l'éclat métallique et une couleur qui varie du gris d'acier au noir lorsqu'il est cristallisé ; lorsqu'il est compacte ou pulvérulent, sa couleur est le rouge de brique foncé. Il est cristallisable et les diverses variétés de forme qu'il affecte dérivent d'un rhomboèdre de 86°,10'. Il est souvent en lames qui sont des rhomboèdres basés, très aplatis. Son poids spécifique peut s'élever jusqu'à 5,24 ; sa chaleur spécifique varie de 0,163 à 0,168, selon ses différens états d'agrégation, d'après les expériences de M. Newmann et de M. Regnault.

Le sesqui-oxyde de fer existe en abondance dans la nature ; on l'y trouve en masses, en strates ou en filons ; il est à l'état cristallin dans les terrains cristallisés, et à l'état compacte ou terreux dans les terrains stratifiés. On le trouve encore en cristaux spéculaires dans les laves de certains volcans, et on lui donne alors le nom de fer *oligiste sublimé*, parce qu'il semble avoir été volatilisé ; mais il paraît qu'il doit sa formation à une réaction entre le sesqui-chlorure de fer et la vapeur d'eau : $Fe_2Cl_3 + 3\,HO = Fe_2O_3 + 3\,HCl$. Le principal gîte de fer oligiste existe dans l'île d'Elbe, où il est exploité depuis une époque qui remonte beaucoup au-delà des temps historiques. Il en existe aussi en France, à Framont dans les Vosges. Mêlé avec des argiles, il forme l'*ocre brûlé*, le *rouge de Prusse*, les *sanguines*. Combiné avec l'eau, il forme une espèce importante

que les minéralogistes nomment *limonite* (V. *Hydrate de sesqui-oxyde de fer*, p. 55).

On peut préparer le sesqui-oxyde de fer en distillant le sulfate de fer ordinaire : le résidu est cet oxyde. Dans cet état, il porte le nom de *colchotar*, et l'on en fait une quantité considérable en fabriquant l'acide *sulfurique fumant* de Nordhausen. Le colchotar est employé en médecine; mais lorsqu'on veut l'employer comme *rouge d'Angleterre* pour polir les métaux, il faut le chauffer avec du carbonate de potasse ou de soude, le bien laver ensuite et le faire sécher. Sans cette précaution, il ternirait les métaux, et notamment l'acier, parce qu'il retient toujours de l'acide sulfurique.

Le fer oligiste est un excellent minerai de fer. La variété fibreuse est taillée et polie pour faire des brunissoirs. L'oxyde pulvérulent est employé en peinture ou pour polir les glaces et les métaux, après avoir été préparé comme il a été dit précédemment.

Le colchotar et l'oxyde préparé par l'oxydation à l'air humide, avec ou sans calcination, sont usités en médecine comme médicamens astringens, toniques, analeptiques et *hématogènes*, ce qui fait qu'on les emploie dans la *leucorrhée*, la *chlorose*, l'*anémie*, etc.

ACIDE FERRIQUE. — FeO_5. Cet acide est inconnu à l'état de liberté. On ne le connaît qu'en combinaison avec les bases ou à l'état de *ferrate*.

FERRATES. — FO_3, ΔO. Découverts par M. Frémy. On obtient le ferrate de potasse, soit en projetant deux parties d'azotate potassique, sur une partie de fer chauffé au rouge dans un creuset, soit en faisant passer un courant du chlore dans une dissolution concentrée d'hydrate potassique, tenant de l'hydrate de sesqui-oxyde de fer en suspension. Le chlore déplace une partie de l'oxygène de la potasse, qui se porte sur le sesqui-oxyde de fer et l'acidifie.

Le ferrate de potasse est rouge et soluble dans l'eau, il est peu stable, et présente des propriétés analogues à celles du bioxyde d'hydrogène, sous le point de vue catalytique.

SOUS-SULFURES DE FER. — 1er Fe_3S. Selon M. Arfvedson, on obtient ce composé en chauffant le sous sulfate sous-ferrique dans un courant de gaz hydrogène. C'est une poudre d'un gris noir, attaquable par les sels hydriques, et donnant alors

un mélange gazeux de huit volumes d'hydrogène contre un de sulfure hydrique. 2° Si on remplace le sous-sulfate précédent par le sulfate équi-ferrique anhydre, on obtient un autre sous-sulfure Fe_2S qui ressemble beaucoup au précédent, et qui, comme lui, est sans usage.

ÉQUI-SULFURE DE FER. — *Mono-sulfure de fer, proto-sulfure de fer.* — $FeS = 539{,}2$. On peut préparer ce sulfure en chauffant fortement des lames ou des fils de fer dans de la vapeur de soufre. Il est jaunâtre, possède l'éclat métallique et est attirable à l'aimant. Lorsqu'il est pur il doit se dissoudre dans le chlorure hydrique sans laisser de résidu de soufre, et en donnant du sulfure hydrique entièrement absorbable par la potasse dissoute. Il n'a point d'usage.

PYRITE MAGNÉTIQUE. — *Léberkise.* Ce composé existe dans la nature, on en fait d'artificiel en chauffant au rouge cerise la pyrite ordinaire, ou un mélange de fer et de soufre en excès. Ce composé est brun métallique, sombre; il cristallise en prismes hexaèdres, dont la hauteur est à l'apothème : : 23 : 10. Son poids spécifique = 4,62. Il est magnétique. Stromeyer en a fait l'analyse et l'a trouvé formé de 0,4015 de soufre et de 0,5985 de fer. On a conclu de cette analyse que ce sulfure devrait être formé de 7 équivalens de fer contre 8 de soufre ou $Fe_7S_8 = 6\,FeS, FeS_2$. Il est possible que cette opinion soit fondée; cependant, vu la forme cristalline de ce sulfure, il est possible encore que sa formule soit Fe_8S_9, et un sulfure, ainsi composé, serait formé de 0,3988 de soufre et de 0,6012 de fer, nombres excessivement rapprochés des précédens. La composition de la léberkise, telle qu'elle a été donnée par Stromeyer, donne directement $Fe_{13}S_{15}$. Ces deux dernières compositions donnent les équations : 6 FeS, FeS_2 et 9 FeS, 2 Fe_2S_3, qui sont encore toutes deux d'accord avec la forme cristalline de cette substance.

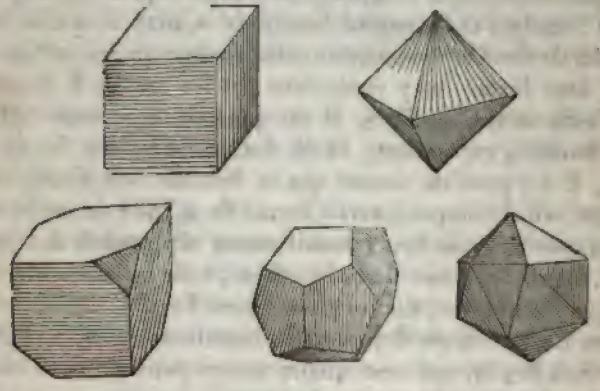
PYRITE MAGNÉTIQUE DE BARÉGES. — $Fe_3S_4 =$ FeS, Fe_2S_3 et 2 FeS, FeS_2. Cette espèce exerce une attraction sur un barreau aimanté; elle est plus jaune que la léberkise, et ne s'altère point à l'air. On peut l'obtenir en chauffant un mélange de soufre en excès et de fer à une température un peu inférieure au rouge sombre.

SESQUI-SULFURE DE FER. — *Sulfure ferrique*, Berz. — $Fe_2S_3 = FeS, FeS_2$. On peut obtenir ce sulfure en faisant passer

un courant de sulfure hydrique sur du sesqui-oxyde de fer chauffé a la température de + 100°; il se forme du sesqui-sulfure de fer et de l'eau : $Fe_2O_3 + 3\,SH = Fe_2S_3, 3\,OH$. Ce sulfure est gris jaunâtre et non attirable à l'aimant (1). Il se décompose au rouge sombre en soufre et en léberkise.

BI-SULFURE DE FER. — FeS_2. Ce composé est dimorphe, et donne deux espèces distinctes : la *pyrite* et la *sperkise*.

PREMIÈRE ESPÈCE. — *Pyrite jaune*, *pyrite cubique*. Ce sulfure existe dans la nature, il est jaune avec éclat métallique. Il fait feu sous le briquet, et donne par lui-même des étincelles combustibles; ce qui n'a point lieu avec les silex. Son poids spécifique. = 4,990. J'ai trouvé sa chaleur spécifique = 4,991, par la méthode du refroidissement, cette substance cristallise dans le système hémicubique. Ses formes principales sont le cube, le dodécaèdre pentagonal et l'isosaèdre; l'octaèdre est rare. Elle présente d'autres formes singulières qui paraissent échapper aux lois de la symétrie ordinaire.



Telle est au moins la pyrite des ardoises d'Angers, dont les pans, au lieu d'être à angles droits, paraissent inclinés; mais cela est dû à une multitude innombrable de petites lames

(1) Est-ce au groupement de leurs élémens moléculaires que les corps doivent leurs propriétés magnétiques? Les métaux magnétiques sont isodynamiques et ont le même volume particulaire; les composés Fe_3O_4 et Fe_3S_4 sont magnétiques, tandis que ceux représentés par Fe_2O_3 et Fe_2S_3 le sont à peine.

superposées et d'inégales grandeurs, qui donnent naissance à des faces d'un ordre particulier.

La pyrite s'altère lentement à l'air humide, et se transforme complétement en hydrate de sesqui-oxyde de fer, sans changer de forme et sans qu'il y reste la moindre trace de soufre. Cette réaction paraît due à l'action de l'eau.

DEUXIÈME ESPÈCE. — *Sperkise; pyrite blanche; pyrite prismatique; pyrite efflorescente.* Ce sulfure est moins jaune que le précédent; comme lui, il présente l'éclat métallique, mais à un plus faible degré; comme lui, il est très dur, et fait feu sous le briquet. J'ai trouvé son poids spécifique = 4,817, et sa chaleur spécifique = 0,1483 par la méthode du refroidissement. Il appartient au système trihortaxique, c'est-à-dire à 3 axes inégaux et rectangulaires.

Ce sulfure a de l'importance pour les arts : il est employé pour faire le sulfate de fer et l'alun. Exposé à l'air humide, il se change en sulfate acide de fer. Ce sulfate, en présence des argiles dans lesquelles on le rencontre souvent, se transforme en sulfate de fer et en sulfate d'alumine que l'on exploite (V. *sulfate de fer* et *alun*).

On peut obtenir du bi-sulfure de fer en chauffant le sulfure obtenu à une température élevée, avec la moitié de son poids de soufre à une température de 450° environ : l'excès de soufre s'en va en vapeur, et le sulfure demeure dans le creuset où l'on a opéré.

Le bi-sulfure de fer peut résister à une température de 450° environ ; mais lorsqu'on le chauffe un peu plus il passe successivement, et à mesure que l'on élève la température, par les différens degrés de sulfuration qui correspondent d'abord au sesqui-sulfure : cela a lieu à une température inférieure à son point de fusion; puis il devient sulfure Fe_5S_4, puis sulfure magnétique ordinaire, soit Fe_7S_8, et enfin sulfure simple à la température la plus élevée. Si l'on étudiait ces phénomènes avec soin, on verrait sans aucun doute que chacune de ces transformations a lieu à une température fixe.

La propriété que possèdent les pyrites jaune et blanche d'abandonner du soufre par la chaleur, fait qu'on les distille pour en extraire cet élément dans les pays où il n'y a pas de soufre naturel. On peut aussi les griller directement pour obtenir du gaz sulfureux, et par suite de l'acide sulfurique. C'est

aussi à cette propriété qu'elles doivent de brûler avec une flamme bleue lorsqu'on les jette sur des charbons ardens.

Les pyrites sont très répandues dans la nature ; mais nulle part elles ne sont abondantes. On les rencontre dans les terrains cristallisés, dans les schistes, dans les houilles ; la sperkise se trouve principalement dans les argiles plastiques, où elle est exploitée pour faire le sulfate de fer et l'alun. On la rencontre en masses globuleuses hérissées de cristaux et à structure radiée dans la craie.

Sous le nom de *marcassite*, on a taillé la pyrite jaune pour en orner des bijoux. A une certaine distance, elle imite le diamant quoiqu'elle soit jaune et opaque. Les Grecs et les Romains taillèrent les marcassites. Cet art a été renouvelé au moyen-âge. Aujourd'hui les ouvriers pensent qu'ils ont perdu l'art de les polir ; mais cela tient uniquement à ce qu'ils veulent donner de l'éclat à une pierre qui n'en a pas : ils taillent la pyrite des ardoises d'Angers, qui est pâle et blanchâtre. La pyrite de l'île d'Elbe ne laisserait rien à désirer par son éclat, et bien certainement elle est celle que les Romains exploitaient.

Composés formés par l'union des chloroïdes avec le fer.

Les chloroïdes s'unissent en deux proportions avec le fer pour former des composés FeX et Fe_2X_3. Les premiers se forment lorsqu'il y a un excès de fer, et les seconds, lorsqu'il y a un excès de chloroïde. Les premiers composés sont verts, les seconds sont jaunes rouges ou rouges bruns.

ÉQUI-CHLORURE DE FER. — *Chlorure ferreux, proto-chlorure de fer.* — FeCl. = 781,85. Ce composé est blanc verdâtre et cristallisable en cube ; on peut l'obtenir en faisant passer un courant de chlorure hydrique sur du fer à une température élevée : le fer prend la place de l'hydrogène qui se dégage. Ce composé est soluble dans l'eau, et, une fois dissous, on ne peut plus l'obtenir anhydre. On donne généralement le nom de proto-chlorure de fer à ce chlorure combiné avec quatre proportions d'eau FeCl, 4 HO, que l'on obtient en dissolvant le fer dans le chlorure hydrique dilué. Ce composé cristallise facilement ; il absorbe rapidement l'oxygène de l'air, et se transforme en oxy-chlorure peu soluble, et en sesqui-chlorure

rouge et très soluble. L'équi-chlorure de fer se combine avec les chlorures natroïdiques, et forme des composés peu étudiés jusqu'à ce jour qui pourraient être utiles pour l'usage médical.

SESQUI-CHLORURE DE FER. — *Chlorure ferrique*, Berz.; *perchlorure de fer.* — Fe_2Cl_3 = 1003,18. Ce composé est solide, rouge brun foncé, volatil à une température élevée. Sa dissolution est jaune lorsqu'elle est étendue de beaucoup d'eau. On peut l'obtenir par voie sèche, en faisant passer un courant de chlore sur du fer à une température élevée. On l'obtient par voie humide en dissolvant le sesqui-oxyde de fer dans l'acide muriatique concentré, et en évaporant ensuite la dissolution. Il est soluble dans l'éther hydrique; sa vapeur est décomposée par celle de l'eau à une température élevée (*V. Sesqui-oxyde ferrique*).

Le sesqui-chlorure de fer, cristallisé avec le chlorure ammonique, forme le chlorure de fer ammoniacal des pharmacies, qui est une combinaison peu stable, peut-être un simple mélange des deux chlorures.

BRÔMURES ET IODURES FERRIQUES. — En employant le brôme et l'iode, et en les faisant réagir sur le fer dans les mêmes circonstances que le chlore, on obtient des composés qui ont la plus grande analogie avec les chlorures.

En triturant de l'iode avec de la limaille de fer en excès, et en présence de l'eau, il se forme de l'équi-iodure de fer, que l'on obtient à l'état de dissolution par une simple filtration. Cet iodure est employé pour préparer l'iodure de potassium en le décomposant par le carbonate potassique. Par l'évaporation, on obtient l'équi-iodure de fer à l'état solide.

SELS DE FER.

Les sels de fer correspondent à l'équi-oxyde ou au sesqui-oxyde de fer; les premiers sont verts, et absorbent facilement l'oxygène; les seconds sont jaune-foncé ou rouges, et n'absorbent point l'oxygène.

HYDRATE DE SESQUI-OXYDE DE FER. — *Limonite*, Min. $3\,HO,\ 2\,F_2O_3$. Ce composé existe en grandes masses dans la nature; on le rencontre dans les terrains stratifiés, et notamment dans le groupe oolitique, où il est en petits nodules qui varient depuis le volume d'un grain de millet jusqu'à celui d'une noix et plus. Quelquefois il est en masses creuses qui

renferment un noyau mobile ; on le nomme alors *œtite*, ou *pierre d'aigle*. Il forme l'*hématite* fibreuse et le *minerai de fer en roche*. C'est le minerai de fer le plus abondant de toute la France ; il est aussi le plus facile à exploiter, tant pour l'extraction de la mine que pour les opérations métallurgiques ; mais il donne des fers très variables, parce qu'ils sont toujours impurs. La limonite contient presque toujours du sable, des matières argileuses ou marneuses, quelquefois des phosphates ou des arséniates.

L'hydrate de sesqui-oxyde de fer est employé comme contre-poison de l'acide arsénieux, et il réussit parfaitement à neutraliser la partie de ce poison qui n'a point été absorbée, ainsi que j'ai eu l'occasion de l'observer dans deux empoisonnemens où je l'ai administré avec succès.

On trouve quelquefois cet hydrate tout préparé dans les officines des pharmaciens ; mais il perd ses principales propriétés par la conservation, et il vaut mieux le préparer au besoin ; et comme il n'est pas nécessaire qu'il soit pur, on peut le faire immédiatement, en ajoutant une demi-proportion de sulfate équi-hydrique à une proportion d'équi-sulfate ferrique, soit 4 parties contre 21 de ce dernier sel, faisant bouillir le mélange avec de l'eau et un peu d'azotate hydrique, et précipitant le produit par l'hydrate de potasse, soit par la pierre à cautère, en quantité telle que la liqueur ne soit point alcaline. On en met une petite portion de côté avant d'ajouter l'hydrate potassique dans la crainte de dépasser la quantité voulue. Dans ce dernier cas, on réajouterait une partie de la liqueur à la masse principale pour rétablir la neutralité. On a par ce moyen de l'hydrate sous-ferrique en suspension dans une dissolution de sulfate potassique. On peut y ajouter du sucre pour le rendre plus facile à prendre, et de l'émétique pour le faire rendre aussitôt que possible, et continuer son administration jusqu'à ce que les accidens aient cessé. Si le poison est ingéré depuis long-temps, il est convenable de donner aussi de cette liqueur en lavement.

L'hydrate sous-ferrique artificiel est mou et volumineux, comme l'hydrate aluminique. Il faut le recueillir sur un filtre, et le laver sans désemparer pour l'avoir pur ; car, sans cette précaution il se fendille, l'eau passe par les fentes, et il ne se lave plus.

CARBONATES ÉQUI-FERRIQUES.

Carbonate de fer, carbonate ferreux, fer carbonaté.

Le carbonate équi-ferrique est dimorphe, et forme ainsi deux espèces que l'on rencontre dans la nature. L'une d'elles est la sidérose, l'autre est l'iunkérite.

SIDÉROSE. — *Fer spathique.* — CO_2, FeO = CO_3 Fe. = 3 molécules? Substance solide d'un gris verdâtre, souvent rougeâtre, parce qu'elle est colorée par du sesqui-oxyde de fer, cristallisant ou se clivant en rhomboèdres de 107°. Son poids spécifique varie de 3 à 3,6. Sa chaleur spécifique = 0,1820, selon M. Newmann, et 0,19345, selon M. Regnault. Elle raie le calcaire et est rayée par l'arragonite.

Les variétés cristallisées appartiennent aux terrains cristallisés ou aux terrains stratifiés non fossilifères; cependant j'ai trouvé des échantillons de fer carbonaté cristallisé, contenant des bélemnites; elle est en filons. La variété compacte appartient principalement aux terrains carbonifères; elle y existe en rognons souvent imprégnés de matière charbonneuse ou bitumineuse. Cette dernière variété est exploitée comme minerai de fer. Les mineurs la nomment mine d'acier, parce qu'elle donne facilement d'assez bon acier.

Le carbonate de fer est facilement décomposé par la chaleur; il est probable que, comme le carbonate de chaux, il pourrait fondre sous une forte pression sans se décomposer; il est insoluble ou très peu soluble dans l'eau; mais il s'y dissout à l'aide du gaz carbonique et forme probablement un bicarbonate, ou plutôt un carbonate *hydro-ferrique*. Dans les laboratoires, on l'obtient par double substitution en décomposant un sel équi-ferrique soluble par le carbonate de potasse ou de soude; mais il est impossible de l'obtenir pur, parce qu'il absorbe l'oxygène de l'air avec une extrême facilité.

IUNKÉRITE.— *Fer carbonaté prismatique.* L'iunkérite est à la sidérose, ce que l'arragonite est au calcaire rhomboédrique. Elle est solide, d'un gris jaunâtre, en petits octaèdres rectangulaires, à faces courbes, donnant par le clivage un prisme droit rhomboïdal de 108° 26'. Elle raie le calcaire rhomboïdal et est rayée par l'arragonite. Elle a été trouvée à Poullaoen, dans des veines quarzeuses qui traversent la grauwake.

L'iunkérite possède les mêmes propriétés chimiques que la

sidérose. Il est probable qu'avant de se décomposer en ses élémens, ceux-ci éprouvent une transposition qui les amène à l'état de sidérose, à une température fixe.

SULFATES FERRIQUES.

SULFATE ÉQUI-FERRIQUE. — *Sulfate ferreux*, Berz.; *sulfate de protoxyde de fer*, *proto-sulfate de fer*. *Atramentum sutorii?* Celse; *vitriol vert*, *couperose verte*, *vitriol de mars*, *vitriol de fer*; *mélantérie*, Min. — Ce composé existe à l'état de cristaux contenant six équivalens d'eau : SO_3Fe, 6 HO. Sa forme est celle de prismes rhomboïdaux d'environ 99°,5, inclinés sur leur base de 108° : sa couleur est le vert d'émeraude bleuâtre. Il est transparent; mais il s'effleurit et devient opaque lorsqu'on l'expose à l'air. L'efflorescence de ce sel consiste en une suroxydation, en même temps qu'en une perte d'eau. Son poids spécifique varie de 1,84 à 1,97. Lorsqu'on le chauffe, il éprouve la fusion aqueuse, et se dessèche ensuite en donnant une poudre blanche, qui contient moins d'eau que les cristaux, mais qui en contient encore. Si on le chauffe plus fortement, il donne une poudre rougeâtre terne, et enfin il se décompose en sesqui-oxyde de fer, en acide sulfureux et en sulfate hémi-hydrique (*V.* tom. 1, p. 591).

Une partie de sulfate équi-ferrique exige les quantités suivantes d'eau pour être dissoute aux températures indiquées :

10°.	1,64	60°.	0,38
15°.	1,43	84°.	0,37
24°.	0,87	90°.	0,27
43°.	0,66	100°.	0,30
46°.	0,44		

Le sel cristallisé à + 80° contient une autre proportion d'eau que le sel ordinaire, et n'affecte pas la même forme, selon M. Mitscherlich. Le sel cristallisé dans l'alcool bouillant a la même composition que ce dernier. En évaporant une dissolution acide de sulfate équi-ferrique, jusqu'à ce qu'il s'en sépare des croûtes solides, on obtient un sel à 3 équivalens d'eau.

Une dissolution de sulfate équi-ferrique, abandonnée à l'air, en absorbe l'oxygène et donne un précipité rougeâtre qui est un sulfate de sesqui-oxyde dans lequel l'oxygène de l'oxyde est double de celui de l'acide SO_3, 2 Fe_2O_3 (sulfate quinti-ferrique, Berzélius). La dissolution du sel neutre absorbe le gaz

bi-oxyde d'azote jusqu'à ce que l'oxygène de ce dernier soit la moitié de celui attribué à l'oxyde métallique. La couleur de la dissolution est d'un rouge très foncé.

On prépare le sulfate équi-ferrique en quantité considérable pour les besoins des arts et principalement pour la teinture. Dans les laboratoires on peut l'obtenir en dissolvant du fer dans du sulfate polyhydrique ; ce métal déplace de l'hydrogène qui s'échappe, et il reste du sulfate équi-ferrique, qu'il suffit de faire cristalliser. Le sulfate, ainsi obtenu, est d'un vert très clair, celui du commerce est toujours plus foncé, surtout à l'extérieur ; car pour satisfaire à l'opinion que le sel bleu est préférable, on le teint en le plongeant dans une faible dissolution de cyanoferrure jaune de potassium ou dans une infusion de noix de galle. Si l'opinion de M. Barreswil est bien fondée, elle donnerait l'explication de la préférence accordée au sulfate bleu ou vert foncé. Selon ce chimiste, l'oxyde de fer combiné à l'acide tannique dans l'encre $= Fe_7O_9$ ou $3\,FeO, Fe_2O_3$; ce serait donc le sel de cet oxyde qui serait le plus propre à la teinture, parce qu'il donnerait immédiatement une teinte noire en présence du tannin. Cette opinion paraît très vraisemblable ; car un sel équi-ferrique, ou un sel sous-ferrique, bien pur, ne donne pas immédiatement la teinte de l'encre par l'addition d'une infusion de noix de galle, tandis que le mélange des deux sels la donne à l'instant même.

La plus grande partie du sulfate équi-ferrique provient de la réaction spontanée qui s'opère entre l'air humide et la *sperkise* (bi-sulfure de fer naturel) : il se forme du sulfate avec excès d'acide. Pour avoir le sulfate neutre, il faut mettre le sulfate acide dissous en contact avec du fer, ou griller la sperkise pour lui faire perdre une partie de son soufre, ou laisser ce sulfure en contact avec les argiles qui l'accompagnent ordinairement : l'excès d'acide réagit sur l'alumine de ces argiles, et s'y unit pour former du sulfate aluminique propre à la fabrication de l'alun.

Jamais le sulfate de fer du commerce n'est exempt de sel correspondant au sesqui-oxyde de ce métal. Il est impossible d'obtenir le sulfate équi-ferrique même en dissolvant du fer exempt d'oxyde dans un sulfate polyhydrique. Le sel pur donne un précipité blanc par le cyano-ferrure jaune de potassium. On l'obtient facilement dans cet état en mettant sa

dissolution en contact avec du carbonate de baryte en poudre très fine dans un flacon parfaitement plein, afin qu'il ne contienne plus d'air. Tout le sel correspondant au sesqui-oxyde est décomposé : il se forme un précipité de sulfate barytique et d'hydrate sous-ferrique insolubles. Pour les besoins des arts on obtiendrait exactement le même résultat avec de la craie, au lieu de sulfate barytique.

Le sulfate équi-ferrique forme des sels doubles avec les sulfates potassique, ammonique, manganique, zincique, cobaltique, niccolique et cuprique.

La saveur de ce sel est très styptique et un peu sucrée; il possède une odeur toute particulière qui est la même que celle de l'encre; cette odeur rend les composés de fer reconnaissables lorsqu'on y applique la langue; car c'est dans cette circonstance que cette odeur particulière se développe le mieux. Le sulfate de fer est employée en médecine comme astringent, et comme analeptique dans l'anémie et la chlorose. Il sert pour faire l'encre ordinaire et les noirs dans la teinture. On en fait usage pour noircir les cuirs tannés en l'appliquant immédiatement sur eux.

SULFATE SOUS-FERRIQUE. — *Sulfate de per-oxyde de fer. Sulfate de sesqui-oxyde de fer, per-sulfate de fer, sulfate ferrique*, Berz. 3 (SO_3), Fe_2O_3 ou SO_3, $Fe^{2/3}$ O. Ce composé est solide, pulvérulent, blanc ou roussâtre; il possède une forte saveur d'encre. Il se dissout lentement et en petite quantité dans l'eau. On le prépare en chauffant ensemble le sulfate hydrique concentré et le sesqui-oxyde de fer et en évaporant jusqu'à siccité. On l'obtient encore en chauffant ensemble deux proportions de sulfate équi-ferrique, une proportion de sulfate hydrique, et en ajoutant peu-à-peu de l'azotate hydrique jusqu'à ce qu'il ne donne plus de vapeurs rouges à l'air.

Il existe au Chili, dans le district de Copiapo de la province de Coquimbo, un sulfate sous-ferrique naturel et hydraté de la formule SO_3, $Fe^{2/3}$ O, 3 HO.

Lorsque l'on fait macérer de l'hydrate sous-ferrique dans une dissolution aqueuse de sulfate sous-ferrique, il s'en dissout une quantité telle que le fer du sulfate est doublé, et que l'on a 2 (SO_3), Fe_2O_3. La dissolution est rouge alors, et d'une saveur fort astringente. Ce composé est d'apparence gommeuse lorsqu'il est sec; il se décompose par l'ébullition dans l'eau, et

ne un précipité qui, selon M. Rose, serait représenté par
$(SO_3)_2$, Fe_2O_3 }, 21 HO.

AZOTATES DE FER.

ZOTATE ÉQUI-FERRIQUE. — *Azotate ferreux*, Berz.; AzO_5,
) = AzO_6 Fe. Ce composé est solide, cristallisable, d'un
clair, et très soluble dans l'eau. Il est facilement décom-
é par la chaleur, surtout lorsqu'il contient de l'azotate hy-
que. On l'obtient en traitant l'équi-sulfure de fer par
otate hydrique dilué au moyen de l'eau. La réaction a
à froid: il se dégage du sulfure hydrique, et le sel se
duit.
l est indispensable d'employer du sulfure équi-ferrique,
si l'on n'employait que du fer, il se formerait un mélange
otate sous-ferrique et d'azotate ferrico-ammonique; dans
apport de 4 équivalens contre 1, selon M. Berzélius.
ZOTATE SOUS-FERRIQUE. — *Azotate ferrique*, Berzélius;
tate de per-oxyde de fer. Ce composé est rouge, hygros-
ique, soluble dans l'eau et dans l'alcool. On ne peut l'ob-
ir d'une manière convenable qu'en dissolvant un équiva-
t d'hydrate sous-ferrique dans un équivalent d'azotate
drique. On prépare un équivalent d'hydrate sous-ferrique
ransformant un équivalent de fer en cet hydrate, d'abord
moyen de l'eau régale, puis en précipitant par un alcali
ons.
orsque l'on traite le fer par l'azotate hydrique, il se pro-
t du bi-oxyde d'azote qui se dissout et colore fortement la li-
ur en rouge. Ce composé est détruit par la chaleur, de
me que l'azotate ammonique qui aurait pu se former; en
uffant davantage, on détruit l'azotate sous-ferrique.
On peut obtenir des azotates basiques en faisant digérer l'a-
te sous-ferrique avec de l'hydrate sous-ferrique. Ces com-
és sont peu connus.

PHOSPHATES DE FER.

l existe plusieurs phosphates de fer dans la nature; mais leur
position est mal déterminée. On connaît un phosphate
e qui est un phosphate tri-basique hydraté, ayant pour
mule PO_5, 3 FeO, 6 HO. Ce phosphate exposé à l'air, en
rbe l'oxygène et devient bleu comme l'espèce minérale

nommée vivianite. M. Barreswil pense que le phosphate bleu de fer correspond au bleu de Prusse ordinaire, et que dans ce phosphate le sesqui-oxyde de fer est au protoxyde, comme le sesqui-cyanure est au proto-cyanure, ou qu'il renferme 2 (Fe_2O_3). 3 FeO. Probablement que le phosphate bleu est un composé fourni par la réunion de deux phosphates.

Il existe encore d'autres phosphates naturels, tels que la *dufrénite* 2 (PO_5), 4 FeO, 5 HO? et des phosphates de fer et de manganèse. Tous ces phosphates sont sans usages. Le phosphate bleu pourrait sans doute être employé en peinture et même en teinture.

Les phosphates existent quelquefois mélangés en petite quantité dans les minerais de fer en roche. Dans les opérations de la fabrication du fer, ils passent en partie à l'état de phosphures; ces phosphures restent mélangés au fer et le rendent plus fusible, cristallisable en lamelles et cassant à froid.

ARSÉNIATES DE FER.

Les arséniates de fer sont peu connus; ce qui jettera toujours quelque doute sur leur composition est l'état d'oxydation du fer qu'ils contiennent qui est difficile à déterminer exactement, et qui est mal connu jusqu'alors.

La SCORODITE est un arséniate de protoxyde de fer dans lequel l'oxygène de la base est égal à celui de l'acide, et qui contient, en outre, de l'eau dont l'oxygène est triple de celui de l'un des deux élémens précédens. AsO_5, 5 FeO, 15 HO. Cette substance, comme la plupart des minéraux arsénifères, existe dans les gîtes cobaltifères et stannifères. On en a trouvé, en France, à Saint-Léonard, dans les environs de Limoges.

En décomposant par voie de double substitution un sel équi-ferrique par un arséniate soluble, on obtient un précipité blanchâtre d'arséniate ferreux, AsO_5, 2 FeO, qui se sur-oxyde à l'air.

Le PHARMACOSIDÉRITE est un arséniate hydraté contenant du sesqui-oxyde de fer, que l'on rencontre dans la nature. Il est en petits cubes d'une couleur verte, foncée, dont le poids spécifique = 2,99; sa formule est douteuse. L'oxygène de l'acide est à celui de bases et à celui de l'eau : : 29 : 24 : 33 ? La couleur de ce composé semblerait indiquer que l'oxyde qu'il renferme a la même composition que l'aimant, soit Fe_3O_4.

Le NÉOCTÈSE est un autre arséniate du Brésil. Sa composi-
n n'est pas plus certaine.

La SIDÉRITINE renferme tout à-la-fois de l'acide arsénique
de l'acide sulfurique.

L'hydrate de sesqui-oxyde de fer s'unit facilement avec les
ers acides du phosphore et de l'arsenic. On l'emploie pour
ser l'arsenic ou le phosphore, et pour arrêter les effets de
cide arsénieux dans les empoisonnemens (V. t. 1, p. 693).

SILICATES DE FER.

Les silicates de fer libres sont peu connus. Il s'en produit
ns quelques opérations métallurgiques auxquelles on soumet
fer. Lorsque dans les fourneaux à la Wilkinson on ajoute
matières siliceuses pour protéger la fonte contre l'action
l'air, cette fonte ne s'oxyde pas moins, et elle se combine
ec l'acide silicique. Elle forme alors un silicate noir, fusible,
stallisable, qui est un silicate d'un oxyde intermédiaire, très
argé en protoxyde; au moins, une espèce de laitier prove-
nt de la fonderie de M. Cordier, à Angoulême, a donné
tte composition. Dans une opération de cette nature, il y a
nc beaucoup de fer perdu, et il faudrait ajouter une base en
ême temps que la matière quarzeuse. Une marne serait pré-
able à cette dernière.

Les *laitiers*, le verre à bouteilles, contiennent divers silicates
fer unis à d'autres silicates.

Dans le puddlage de la fonte, on obtient généralement aussi
e matière vitreuse d'une couleur verte, presque exclusive-
nt formée de silicate de fer.

Il est dans la nature un grand nombre de silicates à plu-
urs bases, contenant des silicates de fer à divers degrés
xydation. Le protoxyde de fer est souvent remplacé en
alité ou en partie par la chaux, la magnésie et le prot-
yde de manganèse; le sesqui-oxyde de fer est remplacé par
sesqui-oxydes de chrôme et de manganèse. Les grenats,
pyroxènes, les amphiboles, etc., présentent toutes ces va-
tés de combinaisons, et peuvent contenir le fer à deux états
fférens.

Les silicates de fer naturels, ou artificiels, sont réduits dans
opérations des hauts-fourneaux, et donnent du *siliciure de*

fer, que l'on retrouve toujours en grande quantité dans les diverses espèces de *fontes*.

FONTES.

La fonte, comme on le verra bientôt, est le premier produit des opérations que l'on fait subir au fer dans les hauts-fourneaux. Elle se distingue du fer par sa plus grande fusibilité, par son défaut de malléabilité à toutes sortes de températures, par sa fragilité, par sa dureté qui est toujours plus grande, quelle que soit sa nature, et enfin par sa composition.

Les fontes contiennent généralement du *carbone* et du *silicium*; elles peuvent contenir, en outre, du *phosphore*, de l'*arsenic*, du *soufre*, du *maganèse* et du *titane*. Les élémens non métalliques ne sont point seulement mélangés dans la fonte, ils s'y trouvent combinés avec le fer: le carbone à l'état de *carbure*; le silicium à l'état de *siliciure*; le phosphore à l'état de *phosphure*, etc. Cependant l'état de combinaison peut n'être point toujours le même: dans les fontes blanches, le carbone ou le carbure qu'il forme paraît très divisé ou combiné dans toute la masse; dans les fontes grises, au contraire, le carbone paraît en partie séparé et à l'état de graphyte; au moins si l'on traite une fonte blanche par un sel hydrique (acide), on obtient un faible résidu de carbone qui est loin de représenter tout celui qui était contenu dans la fonte, et dont la quantité peut être déterminée rigoureusement par la combustion dans le gaz oxygène. Si, au contraire, on traite une *fonte grise* par les mêmes agens, on obtient un résidu de graphyte plus abondant et plus en rapport avec la quantité réelle du carbone contenue dans la fonte. Dans le premier cas, le carbone n'est point combiné de la même manière que dans le second, il paraît combiné plus intimement et plus apte à former de nouvelles combinaisons, car il disparaît en grande partie en donnant naissance à un carbure d'hydrogène pendant la réaction du sel hydrique sur la fonte.

La fonte présente deux variétés principales qu'il est très important de nettement distinguer, car elles possèdent des propriétés qui les rendent aptes à des usages tout particuliers; on distingue essentiellement la *fonte blanche* et la *fonte grise*, mais il y a encore la *fonte noire* et la *fonte truitée*.

Fonte blanche.— Cette fonte possède une couleur gris-de-fer clair à éclat métallique assez prononcé ; sa texture est cristalline, quelquefois très lamellaire. Elle est au moins aussi dure que l'acier fondu le mieux trempé. Elle est cassante et ne possède pas la moindre malléabilité. Sa chaleur spécifique = 0,12728, selon M. Regnault.

Cette espèce de fonte n'est propre qu'au moulage. Une fois qu'elle a reçu une forme, on ne peut la modifier ; car sa trop grande dureté empêche que l'on puisse la travailler. On en fait des ustensiles de ménage, des tuyaux de conduite pour les eaux et pour les gaz, des projectiles, etc.

Fonte grise. — La cassure de cette espèce de fonte indique une texture grenue ; elle déchire la peau des doigts lorsqu'on les passe dessus. Cette cassure a une couleur gris noir, presque sans éclat métallique ; cependant elle présente cet éclat, mais à un degré moindre que le fer, lorsqu'elle est taillée et polie.

La fonte grise est plus attaquable par les composés hydriques (acides) que la fonte blanche. Dans des circonstances égales, elle se dissout en trois fois moins de temps.

La propriété que possède la fonte grise de pouvoir être taillée fait qu'on peut l'employer dans la construction des machines ; car elle peut être burinée, tournée et limée ; en un mot elle est susceptible de supporter l'*ajustement*.

Entre la fonte blanche et la fonte grise, il y a une transition insensible ; de même, la fonte grise très foncée est quelquefois désignée sous le nom de *fonte noire*. La fonte truitée est de la fonte blanche ou de la fonte gris clair, tachée par des nodules de fonte grise. Cette fonte n'est point homogène, et ne peut entrer en concurrence avec la fonte grise. Il y a aussi de la fonte blanche à nodules, ou grains cristallins, très blancs et très brillans.

La fonte grise coulée et refroidie rapidement, ou fortement chauffée et trempée immédiatement dans l'eau, acquiert de la fragilité, une dureté extrême, et perd sa malléabilité, elle est transformée en fonte blanche. La fonte blanche ne peut être transformée en fonte grise, que par un long recuit à une température voisine de son point de fusion.

Toutes les espèces de fontes, chauffées fortement et presque au point de fondre, s'égrènent sous le marteau, et peu-

vent *être entamées facilement avec une scie à couper le bois de chauffage.* Seulement il faut faire agir cet instrument avec une grande rapidité, afin que sa lame s'échauffe peu et ne se détrempe pas. On peut par ce moyen couper rapidement d'énormes pièces de fonte blanche qu'il serait impossible de travailler autrement.

Les auteurs, qui se sont occupés de l'étude des propriétés de la fonte, ne nous ont pas toujours fait connaître la nature de celles sur lesquelles ils ont opéré; aussi les documens suivans se rapportent-ils à-peu-près à la fonte blanche et à la fonte grise; mais quand bien même ils eussent pris cette précaution, elle eût été insuffisante; car les fontes, à quelque ordre qu'elles appartiennent, sont très loin d'être toujours identiques.

Le poids spécifique de la fonte = 7,207, quelquefois seulement 7,033. Elle se dilate de 0,00111 de 0° à + 100°, selon Roy. Le plus grand changement de dimension qu'elle éprouve à l'ombre, c'est-à-dire de — 15° à + 30° = environ 0,0005. Au soleil ce changement peut être 0,000666. Elle fond à 1915°, selon Daniell. Le retrait qu'elle éprouve par le refroidissement après la fusion est de $\frac{1}{96}$ à $\frac{1}{83}$.

La fonte peut s'allonger de 1/1204 sans se rompre, et supporter un poids d'environ 1076 k., par centimètre carré, sans éprouver d'altération; mais elle est écrasé par un poids d'environ 6530 kilogrammes par centimètre carré (1).

La fonte, exposée dans des dissolutions salines ou dans des acides dilués par l'eau, éprouve une altération dans laquelle le fer qu'elle contient disparaît presque entièrement, et il ne reste que le graphyte, ou plutôt un carbure de fer qui a un poids spécifique bien moins grand que la fonte: on l'a trouvé réduit jusqu'à 2,155, au lieu de 7 au moins.

La fonte blanche présente ce mode d'altération comme la fonte grise; car des boulets, comme des pièces d'artillerie de marine, l'ont subie. On a retiré à Carlscrona des canons qui étaient submergés sous l'eau de la mer depuis plus de 50 ans; peu de temps après avoir été exposés à l'air, leur température

(1) Pour avoir d'amples renseignemens sur la résistance de la fonte et du fer forgé, il faut consulter l'*Essai pratique sur la force du fer coulé*, par Thomas Tredgold, traduit de l'anglais par T. Duverne. Paris, 1826, in-8.

s'est élevée au point de réduire en vapeur l'eau qui les imprégnait. On a expliqué ce fait remarquable de diverses manières; mais il n'est pas douteux qu'il était dû à la condensation de l'air dans les interstices laissés libres par le fer dissous, et à la réaction chimique qui s'en est suivie, comme cela a lieu pour l'arsenic en poudre et le poussier de charbon incomplétement carbonisé, et pour l'éponge de platine, sans que toutefois l'éponge de platine éprouve la moindre altération.

Non-seulement la fonte présente de nombreuses variétés dans son mode de constitution et dans ses propriétés; mais elle présente des variétés non moins nombreuses sous le point de vue de la quantité, et du nombre des élémens qui la constituent. On trouvera dans le tableau suivant une série d'analyses qui démontrent ce fait d'une manière évidente :

Analyses de diverses fontes par M. Gay-Lussac.

Fontes grises obtenues par le charbon de bois.

	De Champagne.	Du Nivernais.	Fonte grise du Berry, obtenue par un mélange de charbon et de coke.
Carbone. . .	2,100	2,254	2,319
Silicium. . .	1,080	1,030	1,920
Phosphore. .	0,869	1,043	0,188
Manganèse. .	trace	trace	trace
Fer. . . .	95,971	95,673	95,573
	100,000	100,000	100,000

Fontes grises obtenues par le coke.

	Du pays de Galles.		De Franche-Comté.		Du Creusot.
Carbone. . .	2,450	2,550	1,666	2,800	2,021
Silicium. . .	1,620	1,200	3,000	1,160	3,490
Phosphore. .	0,780	0,440	0,492	0,351	0,604
Manganèse .	trace	trace	trace	trace	trace
Fer. . . .	95,150	95,810	94,842	95,689	93,885
	100,000	100,000	100,000	100,000	100,000

Fontes blanches obtenues par le charbon de bois.

	Champagne.	De l'Isère.	De Siegen.	De Coblentz.
Carbone . .	2,324	2,636	2,690	2,441
Silicium. . .	0,840	0,260	0,230	0,230
Phosphore. . .	0,703	0,280	0,162	0,185
Manganèse. . .	trace	2,137	2,590	2,490
Fer.	96,133	94,687	94,328	94,654
	100,000	100,000	100,000	100,000

Analyses de fontes au charbon de bois par M. Berthier.

	Fontes grises.			*Fontes blanches.*			
	De Belabre.	D'Autrey.	De Bèze.	De St-Dizier.	De Suède.	De Trédion.	De Lobe.
Fer et manganèse.	96,77	96,20	96,88	96,00	95,30	95,90	96,65
Carbone. . . .	2,95	3,50	3,05	3,60	4,20	3,60	3,50
Silicium. . . .	0,28	0,30	0,07	0,40	0,50	0,50	0,45
	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00

Fonte malléable.—On donne le nom de fonte malléable à de la fonte qui a subi une opération qui lui a fait perdre sa dureté et sa fragilité. Cette fonte est grisâtre; mais elle est susceptible d'un beau poli, et dans ce cas elle paraît blanche; elle est très facile à plier. Elle n'est point homogène : à la périphérie, elle n'est rien autre chose que du fer très poreux; à l'intérieur, elle présente souvent une masse centrale qui ressemble à du graphite. Cette fonte est très facile à entamer avec la lime ou le burin; elle est moins fusible que les fontes ordinaires; et, en outre, elle est moins tenace et moins dense que le fer. On la prépare avec une fonte grise d'Angleterre. Après l'avoir coulée pour lui donner une forme déterminée, on la recuit dans du sesqui-oxyde de fer, provenant de limonite calcinée. Cette opération exige un temps d'autant plus long que les pièces à adoucir sont plus épaisses. Elle peut durer jusqu'à trois jours. On la pratique en Angleterre, en Belgique et en France. Quoique digne d'intérêt, elle n'a pas pris le développement qu'elle pouvait comporter.

La fonte malléable est employée principalement pour les objets de sellerie et de carosserie, pour la quincaillerie et pour quelques pièces de serrurerie. Elle prête beaucoup à l'ornementation, car elle prend toutes les formes possibles par le moulage, et il ne faut plus que quelques coups de burin par lui donner tous les avantages du fer ciselé.

ACIERS.

L'acier se distingue du fer par la grande dureté qu'il peut acquérir dans une opération particulière que l'on nomme *trempe;* chimiquement, il en diffère par la présence d'une quantité de carbone toujours plus considérable que celle que les fers les plus carbonés peuvent renfermer. Cette quantité peut aller jusqu'à 0,02 : aussi tous les aciers polis deviennent

ils gris ou noirs lorsqu'on les mouille légèrement avec de l'azotate hydrique dilué; dans la même circonstance, le fer prendrait simplement une teinte verte, et perdrait son poli.

On distingue plusieurs aciers; les principaux sont: *l'acier de fonte*, *l'acier de cémentation*, *l'acier fondu* et *l'acier damassé*.

Acier de fonte. — Acier naturel, acier d'Allemagne. Cet acier est d'une qualité très variable, selon les fontes qui ont servi à le préparer. Il peut renfermer du silicium et du manganèse; mais, comme il vient d'être dit, il contient toujours du carbone sans lequel il ne serait point acier. On le forge facilement et il se laisse souder avec le fer sans de grandes difficultés.

Lorsqu'il est fait avec de bonnes fontes et qu'il est préparé avec soin, il peut presque rivaliser avec l'acier fondu. On en fait des faux, des lames de scie, des ressorts, des lames de couteaux, des outils pour la menuiserie et l'ébénisterie, des limes ordinaires, en général de la taillanderie et de la quincaillerie.

On prépare l'acier de fonte en tenant de la fonte affinée en fusion dans un courant d'air, et en l'agitant constamment: elle perd ainsi du carbone, du silicium et d'autres produits plus oxydables que le fer, si elle en contient. Lorsqu'elle a perdu une partie de sa fluidité, et qu'elle a acquis un état pâteux propre à l'acier, et relatif à la température du fourneau, on arrête l'opération. Alors on la forge pour en faire sortir le laitier qu'elle peut contenir, pour en relier les diverses parties et pour la rendre homogène.

ACIER DE CÉMENTATION. — L'acier de cémentation est préparé par un procédé tout particulier et fort remarquable. On fait cet acier en chauffant du fer dans du charbon pulvérisé. Quelquefois dans de la suie, du noir d'os ou dans d'autres matières charbonneuses. La couche de fer qui est en contact avec le charbon, ou même avec des gaz carbonés, tels que l'oxyde de carbone et le proto-carbure d'hydrogène, s'unit avec ce corps; cette couche cède du carbone à la couche suivante, et ainsi de suite jusqu'au centre.

La cémentation du fer n'a lieu qu'à une température très élevée; si l'on ne chauffe point assez, elle ne se fait pas du tout, même à une température rouge; d'une autre part, si l'on chauffe trop, le fer prend rapidement une trop grande quantité de carbone, il entre en fusion, et se trouve transformé en

fonte. Ceci rend l'opération de la cémentation difficile à conduire. J'ai répété une expérience de Bosc-d'Antic, qui consiste à laisser du fer dans de la poudre de charbon dans une des arches d'un four de verrerie : quoique la température suffise pour chauffer le mélange jusqu'au rouge, le fer ne s'acière nullement dans l'espace de plusieurs semaines; d'une autre part, à l'aide d'une bonne forge, j'ai pu en 5 minutes fondre des barreaux de fer de 1 décimètre de long et de 1 centimètre de côté dans de la poudre de charbon : le produit était une espèce de fonte grise.

L'acier de cémentation n'est pas homogène : à l'extérieur, il est souvent trop aciéré ; tandis qu'à l'intérieur, il peut n'être que du fer. On emploie principalement cet acier pour faire des limes communes et de l'acier fondu.

ACIER FONDU. — On fait cet acier en fondant l'acier de cémentation. Il est très homogène et présente un grain très fin et très serré dans sa cassure; il acquiert une extrême dureté par la trempe; mais en même temps, il devient fragile au point de s'égrener facilement. Cet acier est le meilleur de tous; mais il n'est cependant point propre à tous les usages. On en fait des burins, d'excellentes limes, des instrumens de chirurgie, certains ressorts, et en général tous les instrumens qui ont besoin d'une grande dureté. Dans ces derniers temps, on l'a employé pour faire des canons de pistolets de précision. L'acier fondu passe pour être très difficile à souder avec le fer; mais cela tient à ce que cet acier entre en fusion à la température à laquelle on soude ce dernier métal ; toutefois, si on les chauffe à part, chacun à la température qui lui convient, il est alors moins difficile de les réunir.

Acier de damas. — Acier Wootz, acier damassé, acier de l'Inde. Cet acier que l'on fabrique dans les parties de l'Inde qui avoisinent la Perse, telles que le Khoraçan, se prépare par des procédés qui sont inconnus ; mais l'observation ayant appris que cet acier est un mélange de plusieurs sortes d'aciers différens, on est parvenu à l'imiter, même à le surpasser en beauté.

L'acier de damas est essentiellement formé d'un acier fondu qui lui donne la dureté et d'un acier moins riche en carbone, quelquefois même de fer, qui lui donne la ténacité. Lorsque cet acier est poli, et que l'on met sa surface en contact avec

des agens capables de l'attaquer, les divers aciers, qui le forment, prennent des teintes différentes qui les font apparaître. En France, on emploie communément l'azotate hydrique pour cette opération; les Orientaux font usage de sulfate de fer desséché au feu. On distingue une foule de sortes de damas, selon les diverses couleurs et les dispositions relatives des aciers qui les forment. Il y a des damas noirs, des damas gris, des damas blancs, des damas fins, des damas frisés, etc.

MM. Faraday et Stodart ont tenté des essais pour imiter l'acier de l'Inde: ils y sont parvenus jusqu'à un certain point, en introduisant des métaux étrangers dans de l'acier fondu, tels que l'*aluminium*, l'*argent*, le *platine*, le rhodium, l'osmium et l'iridium. M. Berthier a fait de l'acier damassé en y introduisant du chrôme; M. Bréhan a démontré que des aciers à divers degrés de carburation étaient susceptibles de prendre l'aspect du damas. Il a aussi uni l'acier avec le *manganèse*, et il a vu que ce métal lui communiquait une grande dureté.

M. le duc de Luynes a fait d'immenses recherches sur la fabrication de l'acier de damas. Il est parvenu à en faire qui ne laisse rien à désirer sous le rapport de la beauté. Il y en a cette année à l'exposition des produits de l'industrie (1844), qui dépassent même ce que les Orientaux ont fait.

M. le duc de Luynes emploie, non-seulement divers aciers dans la confection du damas, mais il obtient encore des teintes variées par le manganèse et le tungstène, et particulièrement par le nickel, qui donne des veines d'un rouge cuivré.

L'acier de damas est uniquement employé pour faire des armes tranchantes; quelquefois cependant on en a fait des casques et des cuirasses: il a une très grande renommée pour cet usage; mais il est éminemment probable que des lames fabriquées avec de l'acier employé pour faire les ressorts de montres et de pendules, et trempées de la même manière, ne lui seraient point inférieures.

M. Sir-Henry prépare un damas particulier qui porte son nom. Ce damas ne présente jamais l'aspect des damas frisés de l'Inde; on y observe seulement des taches de différentes nuances. Il est préparé en faisant subir un recuit particulier à l'acier fondu; opération dont M. Sir-Henry a gardé le secret.

Acier d'étoffe, acier corroyé. — On donne ces noms à divers

aciers mélangés en les forgeant. On en fait ressortir ensuite la nature en employant des acides ou des mélanges salins. On peut obtenir des dessins variés par la disposition relative des fils d'acier que l'on réunit, soit en conservant leur parallélisme, soit en les tordant, etc.

Cet acier, qu'il faut bien distinguer de l'acier de damas, est employé pour faire des canons d'armes à feu.

On imite cet acier *en trempant des canons en paquet* (voir ci-dessous), pour en aciérer la surface, et en la dessinant avec des acides que l'on applique dans les endroits que l'on veut rendre noirs. Si l'on efface ce damas, il ne reparaît plus par l'addition de l'azotate hydrique.

Trempe de l'acier. — Lorsque l'on chauffe un morceau d'acier jusqu'à la température rouge et qu'on le laisse refroidir lentement, il est susceptible d'être limé et buriné avec facilité; mais, si on le refroidit brusquement, il est alors très dur, et ne peut plus être limé ni buriné, attendu qu'il peut acquérir la dureté des limes et des burins, qui eux-mêmes sont faits avec de l'acier. Comme, dans la plupart des circonstances, on plonge l'acier rouge dans un liquide, on a donné le nom de *trempe* à cette opération. Le volume de l'acier trempé est plus grand que celui du même acier non trempé; car de l'acier d'Angleterre de bonne qualité, dont le poids spécifique était 7,8331 avant la trempe, n'était plus que 7,8163 après cette opération, selon Brisson. Ceci est évidemment dû à la solidification de la surface des pièces soumises à la trempe, avant que les parties intérieures aient pu prendre leur position d'équilibre à la température ordinaire, et c'est à l'espèce de tension qu'elles doivent éprouver que l'on a attribué pendant long-temps la cause des différences si remarquables existantes entre l'acier trempé et celui qui ne l'est pas; toutefois cette explication est devenue insuffisante depuis que l'on a découvert que l'acier dans ces deux états différens ne se comporte pas de même sous l'influence des dissolvans chimiques, et que, en général, l'acier trempé se comporte comme la fonte blanche, et que l'acier non trempé se comporte comme la fonte grise, et laisse un résidu, non de graphite, mais de *fer carburé*, qui se convertit facilement en acide *ulmique*, sous l'influence des sels hydriques ordinaires (acides). Ces résultats démontrent jusqu'à l'évidence que dans l'acier *recuit* et dans

ier trempé, le carbone n'est pas disposé de la même ma-
re : dans le premier, il forme une carbure qui se sépare
-à-peu pendant le refroidissement ; dans le second, le car-
re est plus intimement réparti dans toute la masse et peut
e combiné d'une autre manière. C'est en refroidissant subi-
ent l'acier qui présente cet état, que l'on empêche ses
écules de se séparer, et que l'on conserve à la température
linaire la modification qui a lieu à une température élevée ;
dition nécessaire à la trempe.

Le même acier peut acquérir différens degrés de dureté par
trempe, selon la plus ou moins grande différence existant
re sa température, et celle du liquide dans lequel on le
mpe, et selon la conductibilité de ce dernier pour la cha-
r. Plus la différence de température est grande, et plus le
uide est apte à conduire la chaleur, plus la trempe est
re. L'eau est employée ordinairement, et peut donner une
mpe dure ; le mercure en donne une beaucoup plus forte
core, et les corps gras, au contraire, en donnent une plus
ble, mais préférable pour bien des usages.

Le volume des pièces doit aussi être pris en considération :
fortes enclumes revêtues d'acier ne peuvent être trempées
e dans une eau courante ; d'autres pièces, moins considéra-
s, peuvent l'être dans un baquet d'eau. Les ressorts des
ntres et des pendules sont trempés dans le suif fondu ; les
es des armes blanches devraient l'être de la même manière.
s petits forets d'horlogerie peuvent être chauffés à la flamme
ne chandelle et trempés dans le suif qui la forme. Les forets
plus fins sont trempés rien qu'en les agitant dans l'air.

La ténacité et l'élasticité de l'acier diminuent lorsque par la
mpe on dépasse un certain degré de dureté ; aussi est-il in-
pensable de faire *revenir* l'acier. Pour cela, on le réunit en
nt soin de n'atteindre qu'une température peu élevée et
terminée selon la destination de l'objet. Les ressorts des
ntres et des pendules sont recuits en les passant sur un cy-
dre chaud, jusqu'à ce qu'ils prennent une teinte bleue par
tion de l'air qui les oxyde ; les lames des armes blanches
t recuites à la même température ; les rasoirs sont chauffés
qu'à ce qu'ils prennent une teinte paille ; les ciseaux, les
illes, les lames de couteaux, les instrumens à trancher le
s, sont chauffés à une température plus élevée, ou jusqu'à

ce qu'ils prennent une teinte brune, et fassent fumer le suif qui tombe dessus; les ressorts des armes à feu sont chauffés jusqu'à ce qu'une plume appliquée dessus répande l'odeur de grillé propre aux matières animales, ou jusqu'à ce que de l'huile ou du suif, déposé à leur surface, fume fortement, et s'enflamme par l'approche d'un corps enflammé. Les ressorts de voitures sont recuits en les chauffant jusqu'au rouge sombre.

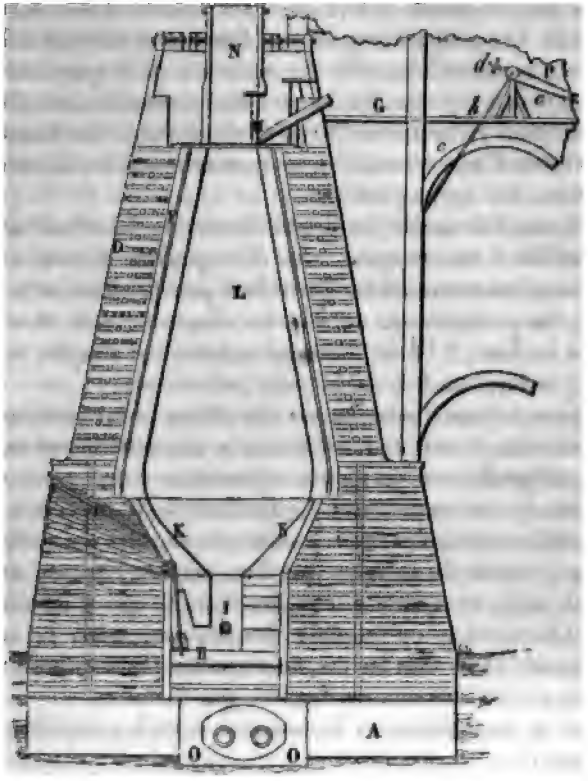
Trempe en paquet. — On opère cette trempe sur de l'acier ou du fer qui a été fortement chauffé dans de la suie ou dans de la poudre de charbon. Il s'opère ainsi une cémentation qui durcit l'acier ou qui acière le fer. Cette opération est principalement pratiquée par les armuriers et par les fabricans d'acier poli.

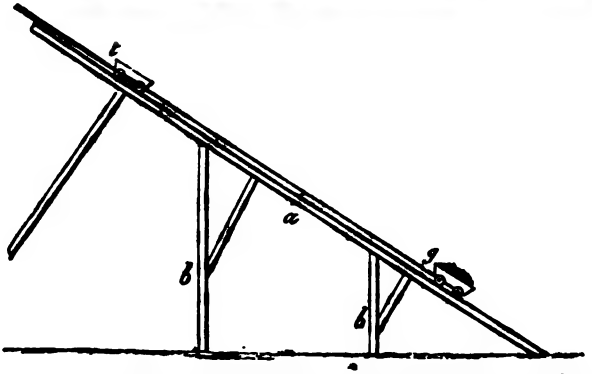
Extraction du fer.

Les principaux minerais de fer sont dans l'ordre de leur richesse, en allant du plus riche à celui qui l'est moins, l'*aimant*, l'*oligiste*, la *sidérose* et la *limonite*.

Ces minerais subissent une suite de réactions dont le nombre varie selon la nature des minerais. La sidérose et la limonite sont transformées en oxyde rien qu'en les chauffant; l'acide carbonique et l'eau qui entrent dans leur constitution se trouvent chassés et l'oxyde reste. Après cette opération tous les minerais seraient comparables, et l'on pourrait en extraire le fer avec facilité, s'ils étaient purs; en effet, il suffirait de *réduire* l'oxyde par le charbon ou un gaz carboné quelconque, et de le comprimer pour en relier les différentes parties. C'est là le procédé simple et facile que l'on suit dans la méthode dite *catalane;* mais il n'y a que les oxydes purs et les *fers spathiques* (sidérose) qui puissent être amenés à l'état de fer par cette opération; les limonites contiennent presque toujours de la silice, de l'alumine ou de la chaux qu'il faut éliminer, et cela ne peut avoir lieu qu'en faisant passer le fer à l'état de fonte pour le rendre fusible, afin qu'il se sépare des silicates qui se forment ordinairement. C'est dans les *hauts-fourneaux* que l'on pratique cette opération. Un haut-fourneau a quelque ressemblance avec une tour. Son intérieur, dont l'axe est vertical, sert tout à-la-fois de creuset, de foyer et de cheminée. Le *creuset* est à la partie inférieure: il a généralement une forme prismatique, et ses parois sont revêtues de pierres silicieuses;

au-dessus du creuset l'ouverture du fourneau va en s'évasant; bientôt elle se rétrécit de manière à représenter deux cônes





accolés base contre base vers la partie supérieure l'ouver-

ture devient cylindrique et porte le nom de gueulard. Au-dessus du creuset, il y a des ouvertures donnant issue à des tuyères par lesquelles arrive de l'air venant d'une machine soufflante. Les proportions de ces fourneaux varient selon la nature du combustible, celle du minerai, et la quantité d'air que l'on peut y injecter. Ils doivent être construits avec d'excellentes *briques réfractaires* (V. p. 25 de ce vol.). Ces fourneaux sont revêtus d'une *chemise* en maçonnerie qui les soustrait à l'influence des agens ambians.

Les hauts-fourneaux étant très élevés, on les adosse autant que possible à une terrasse, afin d'en pouvoir faire le service d'une manière convenable. Quand on peut réaliser cette condition, les produits qui doivent les alimenter sont élevés sur un plan incliné, à l'aide d'un mécanisme fort simple, comme cela est indiqué au bas de la page précédente.

Lorsque le haut-fourneau est chauffé au point convenable, on y introduit le minerai, mêlé avec le combustible et un *fondant;* quelquefois on les ajoute séparément dans la crainte de trop retarder la combustion. Le fondant varie selon la nature des matières contenues dans le minerai : si elles sont silicieuses, on y ajoute du calcaire que l'on nomme *castine*; si elles sont calcaires, on ajoute une espèce d'argile que l'on nomme *crbue.* Quelquefois on emploie des *marnes*, selon la nature du minerai. Dans tous les cas, on s'arrange de manière à donner lieu à des silicates aussi fusibles que la fonte.

Dans le haut-fourneau le minerai subit les modifications suivantes :

Réduction. — Cémentation. — Fusion.

La réduction a lieu dans la partie la plus élevée et la moins chaude du fourneau; la cémentation se fait ensuite; enfin la fusion a lieu vers les soufflets et immédiatement au-dessus du creuset.

La réduction et la cémentation sont dues à l'action du charbon et du gaz oxyde de carbone sur le minerai.

La fonte, très dense, se réunit au fond du creuset; les silicates fondus, que l'on nomme *laitiers*, surnagent sur elle. Lorsque le creuset est plein, on débouche une ouverture fermée avec un tampon d'argile et la fonte coule. On la reçoit dans des moules de sable, où elle prend une forme prisma-

tique. La fonte, sous cette forme, porte le nom de *gueuse*. Après la coulée l'opération recommence immédiatement, de telle manière que les fourneaux ont une marche *continue*.

Les laitiers contiennent beaucoup d'équi-oxyde de fer et prennent quelquefois la forme cristalline du pyroxène par la solidification. La chaux élimine une partie de l'équi-oxyde de fer, et rend le produit plus abondant en fonte; mais quelque quantité que l'on en mette, on n'élimine jamais entièrement cet oxyde. Il n'y a que les natroïdes qui jouissent de cette propriété. Ils donnent au laitier l'apparence du verre à bouteilles : aussi a-t-on cherché à l'employer pour faire des bouteilles; mais on n'a pas donné de suite à ces recherches. On a également cherché à en faire des masses de verre dévitrifié, propres au pavage des appartemens.

Il s'échappe du gueulard des hauts-fourneaux des gaz que l'on a utilisés d'une manière convenable dans ces derniers temps. On s'en sert, soit pour chauffer l'air que l'on injecte dans les hauts-fourneaux, soit pour le travail ultérieur de la fonte.

On doit à M. Ebelmen des recherches très remarquables sur la nature des gaz des hauts-fourneaux; il en a déduit la théorie des phénomènes qui s'y passent. Ces gaz sont uniquement formés d'acide carbonique, d'oxyde de carbone, d'hydrogène, d'azote et d'oxygène, dont les proportions varient selon la hauteur à laquelle on les prend; ils peuvent, en outre, contenir de la vapeur d'eau qui provient du bois, du charbon de bois ou de l'humidité de l'air. Il n'y a d'oxygène qu'aux environs des tuyères; ce gaz s'unit immédiatement au carbone, et donne de l'oxyde de cet élément; bientôt la quantité de ce dernier gaz diminue, et il apparaît du gaz carbonique dont la quantité va en croissant jusqu'à environ deux mètres du gueulard, alors elle diminue aussi et celle du gaz oxyde de carbone augmente proportionnellement.

L'azote demeure en quantité constante. L'hydrogène va en croissant depuis la partie inférieure du fourneau jusqu'au gueulard. Les rapports des quantités de ces gaz sont indiqués dans les tableaux suivans, qui représentent les résultats obtenus en examinant les gaz de deux hauts-fourneaux du département du Doubs :

HAUT-FOURNEAU DE CLERVAL.

	Gaz pris au gueulard.	A 1 m.,33 de profondeur.	A 2m.,67.	A 4 m.,	A 5m.,33.	A 5 m.,67 grand-ventre.	Ouvrage 0m.,44 au-dessus de la tuyère.	HAUTEUR DE LA TUYÈRE. Tympe.	Tuyère 0m.,10 de profondeur.	Calculée.	Calculée.
Acide carbonique	12,88	13,96	13,76	8.86	2,23	0,00	0,31	0,00	2,67	20,80	0,00
Oxyde de carbone	23,51	22,24	22,65	28,18	33,64	35,01	41,59	51,35	0,00	»	34,43
Hydrogène	5,82	6,00	5,44	3,82	3,59	1,92	1,42	1,25	0,00	»	»
Azote	57,79	57,80	58,15	59,14	60,54	63,07	56,68	47,40	79,20	79,20	65,57
Oxygène	»	»	»	»	»	»	»	»	18,13	»	»
TOTAUX	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00
Vapeur d'eau pour 100 vol. de gaz sec { charge haute.	14,38	13,41	2,63	0,95	0,42	0,00	0,00	»	»	»	»
Vapeur d'eau pour 100 vol. de gaz sec { charge basse.	9,42										
Vapeur de carbone pour 100 vol. d'azote	31,5	31,4	31,3	31,3	29,6	27,7	36,9	54,1	1,7	13,13	26,26
Oxygène en excès sur 100 vol. d'azote	16,4	17,1	16,9	12,6	5,3	1,5	11,0	27,9	»	»	»
Hydrogène pour 100 vol. d'azote	10,0	10,3	9,4	6,4	5,9	3,0	2,5	2,6	»	»	»

HAUT-FOURNEAU D'AUDINCOURT.

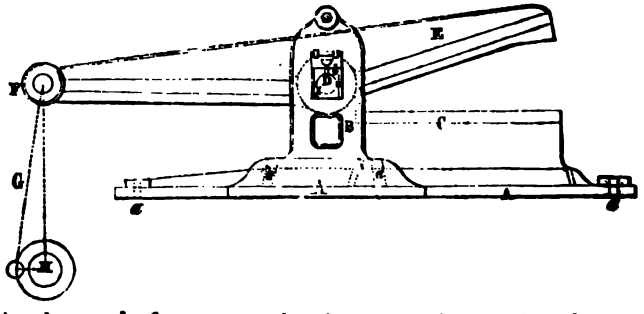
	Gaz pris au gueulard.	A 3m.,33 de profondeur.	A 4 m.,33.	A 5m.,80.	A 6m.,67.	A 8m.,40.	HAUTEUR DE LA TUYÈRE. Contre-vent.	Rustine.	Tuyère 0m.,10 de profondeur.	Tuyère 0m.,18 de profondeur.	Tuyère sur le côté.	Calculée.	Calculée.
Acide carbonique	12,59	14,46	9,55	7,54	3,81	0,21	0,00	0,00	3,37	6,34	2,81	20,80	0,00
Oxyde de carbone	25,24	23,62	28,82	30,03	34,28	36,39	48,52	47,08	»	»	29,05	»	34,43
Hydrogène	6,55	7,53	5,56	4,59	4,04	1,79	0,90	1,30	»	»	1,06	»	»
Azote	55,62	54,39	56,07	57,84	57,87	61,61	50,58	51,62	79,20	79,20	67,28	79,20	65,57
Oxygène	»	»	»	»	»	»	»	»	17,43	14,46	»	»	»
TOTAUX	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00
Vapeur d'eau pour 100 vol. d'azote	22,07	17,00	1,47	»	»	»	»	»	»	»	»	»	»
Vapeur de carbone pour 100 vol. d'azote.	34,00	35,00	34,02	32,05	32,06	29,07	47,09	45,06	2,01	4,00	23,06	13,13	26,26
Oxygène en excès sur 100 vol. d'azote.	19,01	22,00	16,05	12,02	9,09	3,07	21,07	19,04	»	»	—0,7	»	»
Hydrogène pour 100 vol. d'azote	11,09	13,08	9,09	7,09	6,09	2,09	1,07	2,05	»	»	1,8	»	»

M. Ebelmen conclut de ses recherches: 1° sur toute la hauteur de la *cuve du fourneau* (partie conique supérieure), le charbon ne perd que les matières volatiles qui s'en dégagent par la calcination en vase clos; il ne s'opère aucune action chimique entre le minerai et le charbon, d'une part, et de l'autre, entre le charbon et l'acide carbonique résultant de la réduction du minerai et de la calcination de la castine; 2° l'hydrogène que donne le charbon de bois à la distillation n'exerce dans le fourneau aucune action sur l'oxyde de fer, et se retrouve en entier dans le gaz du gueulard, avec celui qui provient de la décomposition de la vapeur d'eau contenue dans l'air injecté par la tuyère... Les variations dans la composition du courant gazeux se lient, non-seulement aux modifications qu'éprouve l'oxyde de fer en descendant dans le fourneau, mais encore à la distribution de la chaleur dans cet appareil. On peut le prouver par les considérations suivantes: la température produite devant la tuyère, par la première action de l'air sur le charbon, est suffisante pour déterminer rapidement la fusion de matières extrêmement réfractaires, comme le fer forgé et la porcelaine; mais les minerais ne commencent à fondre qu'à $0^m,20$ ou $0^m,30$ au-dessus de la tuyère, à l'endroit que les métallurgistes appellent le *point de fusion*. Au-dessus de ce point, le fer carburé et les silicates qui forment le laitier ne sont plus fusibles. Il y a donc dans le haut-fourneau un abaissement considérable de température produit sur une très faible hauteur. Selon M. Ebelmen, cette variation brusque doit être attribuée à la transformation de l'acide carbonique en oxyde de carbone... Il a constaté, par des expériences directes, que le carbonate de chaux de la castine se calcinait sur une faible hauteur, à une certaine distance au-dessus des *étalages* (partie conique renversée); que l'expulsion de l'eau des minerais s'effectuait en totalité près du gueulard quand on n'employait que du charbon, mais que le mélange du bois en nature abaissait de plus en plus, selon la proportion de ce combustible, la zone dans laquelle s'opérait à-la-fois la distillation du bois et la calcination de l'hydroxyde de fer. Le charbon de bois perd progressivement les matières volatiles qu'il retient encore, mais il n'en contient plus quand il arrive aux étalages. Toutes ces distillations font passer à l'état latent une partie très notable de la chaleur sensible que con-

serve le courant de gaz, et doivent faire varier la température du fourneau d'une manière brusque plus ou moins rapide dans l'étendue de la zone où elles s'opèrent... (Ebelmen, *Ann. des mines*, t. xx, p. 359; et *Ann. de chim. et de phys.*, 3e série, t. v, p. 143).

C'est avec la fonte que l'on fait le fer. Le procédé le plus simple, et celui qui est le plus généralement suivi, consiste à fondre la fonte sur la sole concave d'un four à réverbère, et à l'y remuer avec un ringard. Là, elle s'oxyde, et l'oxyde formé est réduit par le carbone et le silicium qu'elle renferme; aussi voit-on la fonte entrer en ébullition par le gaz oxyde de carbone qui se forme dans l'intérieur de sa masse et qui s'en échappe.

A mesure que la fonte perd du carbone et du silicium, elle s'épaissit, sans que la température baisse, parce que le fer est moins fusible que la fonte, et parce qu'il s'en produit constamment; enfin, quand l'ouvrier juge que l'opération est terminée, il la réunit sous forme d'une *loupe*, et on la transporte sous un *martinet* ou une *presse* pour la forger. Pendant long-temps on n'a fait usage que du choc du martinet, mais depuis quelques années on a remplacé cet instrument par une presse formée de deux leviers articulés ensemble, dont un inférieur est immobile et remplace l'enclume, tandis que le supérieur se meut et presse la loupe.



Après que le fer est passé, soit au martinet, soit à la presse on le réduit en barre, soit par le laminage, soit par le martelage.

Il y a un petit nombre d'années que l'on a entrepris d'insuffler de l'air chaud dans les hauts-fourneaux: il en est résulté une économie d'environ 1/8me du combustible, et des produits

l'une meilleure qualité. Il est évident que l'économie qui vient d'être indiquée ne peut être réalisée qu'autant que l'air est chauffé avec la chaleur perdue au gueulard ; sans cela le combustible employé pour chauffer l'air pourrait compenser et au-delà celui qui serait économisé dans le haut-fourneau. La température à laquelle on chauffe l'air doit s'élever jusqu'à + 300°.

La théorie des avantages que présente l'air chaud laisse encore de l'incertitude; c'est-à-dire qu'on ne la connaît pas d'une manière complète.

L'air parvenu dans le haut-fourneau se dilate et absorbe beaucoup de chaleur qu'il rend latente; cette chaleur est, par conséquent, perdue pour l'opération. Cet effet est d'autant plus nuisible qu'il ne peut être compensé que par la chaleur développée par la combinaison dans laquelle entre l'oxygène, et que ce gaz n'existe dans l'air qu'environ pour 175°, le reste étant de l'azote dont l'action chimique dans cette circonstance est fort douteuse. En chauffant l'air jusque vers + 273°, son volume est doublé et l'action de l'oxygène est diminuée, parce que ses molécules sont plus écartées qu'elles ne l'étaient primitivement dans le rapport de $1 : \sqrt[3]{2}$, et que le contact de ce gaz et du combustible est alors moins parfait, à moins que l'oxygène ne se comporte à cette haute température avec le carbone comme il le fait avec le phosphore à la température ordinaire. Afin qu'il y ait de l'avantage pour l'action du haut-fourneau, il faudrait donc que la différence entre les quantités de chaleur développées par l'oxygène dans les deux circonstances, quantité qui est en moins dans le procédé à l'air chaud, fût plus que compensée par celle communiquée à l'azote pour élever sa température avant son introduction dans le haut-fourneau. Dans cette hypothèse, il faudrait toujours communiquer à l'azote et dans des circonstances plus défavorables que celles où il se trouve dans le haut-fourneau, une certaine quantité de chaleur qui exigerait pour être produite plus de combustible qu'il n'en faudrait consommer par le procédé ordinaire.

Selon M. Berthier, lorsqu'on emploie l'air chaud, la température est plus élevée aux environs des tuyères, le combustible se consomme plus rapidement, et selon M. Ebelmen, la zone où se produit l'acide carbonique est plus circonscrite.

Caractères chimiques des composés ferrifères.

Les composés ferrifères appartiennent à deux classes principales : les composés *équi-ferriques*, correspondant au protoxyde, et les composés sous-ferriques, correspondant au sesqui-oxyde.

Composés équi-ferriques.

Les composés équi-ferriques ont une couleur vert-bleuâtre ; leur saveur est styptique et douce en même temps ; ils possèdent une odeur d'encre.

Avec *les hydrates potassique et sodique*, ou avec *l'ammoniaque*, ils donnent un précipité blanc grisâtre clair d'hydrate équi-ferrique, qui devient rapidement vert foncé et rouge de rouille en absorbant de l'oxygène. Cette réaction est très rapide à chaud.

Avec *les carbonates alcalins*, ils donnent un précipité de carbonate, de la même couleur que le précédent et qui passe par les mêmes nuances que lui au contact de l'air, mais plus lentement.

Avec *le sulfure hydrique*, ils donnent un précipité noir de sulfure équi-ferrique, s'ils sont bien neutres ; s'ils sont acides, il ne se forme point de précipité, parce que le sulfure équi-ferrique est facilement détruit en présence des composés hydriques.

Avec *les sulfures alcalins*, ils donnent un précipité noir de sulfure équi-ferrique.

L'*oxalate hydrique et les suroxalates potassiques* colorent les sels équi-ferriques en jaune, et y déterminent ensuite un précipité de cette couleur.

Le *cyanoferrure jaune de potassium* donne un précipité blanc de cyanoferrure équi-ferrique (1).

Le *cyanoferrure rouge de potassium* donne immédiatement un précipité bleu.

L'*infusion de noix de galle* ne produit rien si le sel est pur.

Le *zinc* précipite le fer.

Une dissolution de chlorure ammonique empêche l'ammoniaque de précipiter le fer des dissolutions équi-ferriques. On ne peut donc entièrement décomposer le chlorure équi-ferrique par l'ammoniaque, puisqu'il se produit du chlorure ammonique à mesure que la réaction a lieu. Quelques matières organiques et le tartrate hydrique produisent le même effet.

Composés sous-ferriques.

Les composés sous-ferriques sont d'un rouge brun jaunâtre généralement foncé. Leur saveur est la même que celle des composés équi-ferriques.

L'*hydrate potassique ou sodique* et l'ammoniaque y font naître un précipité abondant et gélatineux d'hydrate sous-ferrique d'une couleur rouge brun foncé.

Les *carbonates alcalins* agissent comme les hydrates. Du gaz carbonique se dégage immédiatement si la température est suffisamment élevée.

---

(1) Ces réactions ne peuvent réussir qu'avec des dissolutions entièrement privées de sesqui-oxyde. Pour les obtenir, il faut opérer comme il est dit p. 59-60 de ce volume.

Le sulfure hydrique est décomposé en soufre qui se précipite, et en hydrogène qui s'unit à de l'oxygène pour former de l'eau, tandis que le composé perd sa couleur et se trouve ramené à l'état équi-ferrique.

Les *sulfures alcalins* donnent immédiatement un précipité noir de sulfure de fer.

Le *cyanoferrure jaune de potassium* donne immédiatement un précipité de bleu de Prusse.

Le *cyanoferrure rouge de potassium* ne donne point de précipité, mais il rend la couleur de la liqueur plus foncée.

Le *sulfocyanure potassique* donne une teinte rouge de sang très foncée.

L'*infusion de noix de galle* donne une teinte foncée à la liqueur, mais n'y fait point naître de précipité.

Les *matières organiques fixes* empêchent ces sortes de composés de précipiter par l'ammoniaque comme les précédens.

Composés ferriques intermédiaires.

Les composés à-la-fois ferriques et sous-ferriques ont généralement une couleur verte foncée ou brune lorsqu'ils sont dissous : ils se distinguent des précédens, parce qu'ils donnent immédiatement du *bleu de Prusse* par le *cyanure simple de potassium*, et que, par l'addition de l'infusion de la noix de galle, ou par une dissolution de tannin, ils prennent une couleur *d'encre*.

MANGANÈSE.

Mn = 345,887 = molécule phys.

Le manganèse a été isolé pour la première fois par Gahn, en 1774; mais il avait déjà été distingué par Schéele, comme un corps particulier, faisant partie du bi-oxyde de manganèse. Il est solide, d'un blanc grisâtre, métallique, comme la fonte dite blanche; il est cassant, son poids spécifique = 6,8 : mais il est probable qu'il est plus fort que ce nombre ne l'indique; car, en réalité, on ne connaît point le manganèse absolument pur; celui que l'on obtient ordinairement contient du carbone, sans doute combiné comme celui qui entre dans la *fonte* l'est avec le fer; il ne fond qu'à la température la plus élevée des meilleures forges; lorsqu'on le touche avec les doigts humides, il répand une odeur fétide toute particulière.

Le manganèse s'oxyde très facilement à l'air humide; aussi on ne peut le conserver que dans de l'huile de naphte ou dans des tubes de verre soudés à la lampe.

Les composés hydriques l'attaquent très facilement et donnent naissance à des composés salins remarquables, dont quelques-uns sont employés aujourd'hui en teinture et dans l'impression des tissus.

On trouve dans la nature plusieurs composés d'oxygène et

de manganèse, soit libres, soit combinés avec l'eau pour former des hydrates, soit combinés avec l'acide carbonique et l'acide silicique.

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DU MANGANÈSE.

On connaît six composés formés de manganèse et d'oxygène, parmi lesquels quatre sont considérés comme des oxydes, et deux, comme des acides; le bi-oxyde est un corps neutre, qui n'a de tendance à s'unir, ni avec les bases, ni avec les acides.

ÉQUI-OXYDE MANGANIQUE. — *Protoxyde de manganèse; oxyde manganeux.* — Mn O. Ce composé est solide, pulvérulent et gris clair; à une température peu élevée, il prend feu et brûle comme de l'amadou, en se transformant en oxyde $Mn_3 O_4$. On l'obtient en décomposant le carbonate manganique par la chaleur: l'acide carbonique s'échappe et l'oxyde reste. Cette opération doit être faite dans une cornue ou dans un tube soudé à une extrémité, d'une capacité correspondant à la quantité de carbonate à y introduire, et le vase doit être bouché immédiatement après la réaction, pour que l'air n'y rentre pas. On obtient encore l'équi-oxyde de manganèse en décomposant un oxyde supérieur de manganèse par un courant d'hydrogène : cette opération peut être faite dans un tube de verre vert.

QUADROXYDE TRIMANGANIQUE. — *Oxyde un et un tiers de manganèse; oxyde rouge* ou *brun de manganèse.* — $Mn_3 O_4$. Ce composé existe dans la nature: il est solide, brun, d'un poids spécifique de 4,72, et cristallise en octaèdres à bases carrées; les minéralogistes le nomment *hausmannite.* Tel qu'on l'obtient dans les laboratoires, il est pulvérulent et d'un rouge brun jaunâtre; on l'obtient en brûlant l'équi-oxyde de manganèse, ou en décomposant le bi-oxyde par une température élevée au contact de l'air; dans des vases clos on l'obtient difficilement.

L'hausmannite est hétéromorphe avec l'aimant, les formules de ces corps étant semblables, et leurs formes appartenant à des systèmes différens.

SESQUI-OXYDE MANGANIQUE. — *Braunite.* min. — $Mn_2 O_3$. Ce composé existe dans la nature. Il est solide, d'un brun noir; son poids spécifique = 4,818; il cristallise en octaèdres à bases carrées, clivables parallèlement à leurs faces. Dans

es laboratoires, on obtient cet oxyde en décomposant l'azotate anganique par la chaleur; il faut éviter de chauffer trop fort, ar on obtiendrait de l'oxyde Mn_3O_4, au lieu de sesqui-oxyde.

L'*acerdèse* est un hydrate naturel de cet oxyde ayant pour ormule Mn_2O_3, HO. Ce composé cristallise en prisme rhom-oïdal de 99° 41', clivable parallèlement à ses pans et à ses iagonales; son poids spécifique = 4,312.

BI-OXYDE MANGANIQUE. — *Per-oxyde de manganèse; sur-xyde de manganèse*, Berz.; *manganèse; magnésie noire. Pyro-usite*, min.—MnO_2. Le pyrolusite est gris d'acier, noirâtre, à clat métallique; il cristallise sous forme de prismes bacillaires ccolés en faisceaux. Sa poudre est d'une couleur noire. Son oids spécifique = 4,9. Il conduit facilement l'électricité et 'électrise négativement lorsqu'il est mis en contact avec les nétaux ordinaires. Ce corps est inaltérable par l'air à la tem-pérature ordinaire; mais lorsqu'on le chauffe, il abandonne l'abord le quart de l'oxygène qu'il contient en passant à l'état de sesqui-oxyde, et lorsqu'on le chauffe plus fortement, il passe à l'état de quadroxyde trimanganique.

C'est principalement du bi-oxyde manganique que l'on fait usage pour obtenir tous les produits du manganèse; celui du commerce nous vient de l'Allemagne; l'espèce que l'on trouve en France, et qui a été souvent confondue avec le pyrolusite, est le *psilomélane*. On l'emploie pour obtenir l'oxygène, pour préparer le chlore, les hypo-chlorites, des piles sèches, dans la peinture dite galvanique; il sert pour enlever au verre la cou-leur verte qu'il doit à la présence du fer, ou bien il lui donne une belle teinte violette; il sert pour colorer les émaux, et dans la peinture sur porcelaine et sur faïence. Employé en grande quantité, conjointement avec l'oxyde de cobalt, il colore le verre en noir.

Le bi-oxyde manganique, avec le sulfate équi-hydrique à la température ordinaire, donne un sulfate rouge, probable-ment sous-manganique ou de sesqui-oxyde; à une tempéra-ture élevée, il se forme simplement de l'équi-sulfate mangani-que, et de l'oxygène se dégage. Traité par le chlorure hydrique, il donne du chlore; par le sel marin et le sulfate équi-hydri-que, il donne le même produit; chauffé avec l'azotate potassi-que ou avec l'hydrate potassique au contact de l'air, il donne le *caméléon minéral*, qui est un manganate potassique.

La neutralité du bi-oxyde de manganèse, c'est-à-dire son peu de tendance à s'unir aux acides et aux bases, permettent de demander s'il n'a point une constitution analogue à celle des sels neutres, et si, au lieu d'être simplement $Mn\,O_2$, il ne serait point $Mn\,O_3$, $Mn\,O$, ou plutôt $Mn\,O_2 \times 2, = Mn_2O_4$; c'est-à-dire du *manganate manganique?* Que deviendraient alors les formules des composés de fer et du manganèse dans lesquelles on peut supposer l'existence d'un composé $\Delta\,O_2$? (*V.* p. 47 de ce volume).

PSILOMÉLANE. — *Manganèse noir; manganèse barytifère.* Cette espèce minérale existe en France, à Romanèche et à Thiviers, dans les environs de Périgueux. Elle contient de la baryte et pourrait bien être un *manganite barytique*, $Mn_2\,O_3\,Ba$. On l'emploie comme le bi-oxyde manganique; mais elle a moins de valeur, parce qu'elle donne proportionnellement moins d'oxygène ou de chlore.

ACIDE MANGANIQUE.—$Mn\,O_3$. Ce composé n'est connu qu'à l'état de combinaison avec les bases, ou à l'état de *manganate.*

MANGANATES. — $Mn\,O_4\,\Delta = Mn\,O_3$, ΔO. On a donné pendant long-temps le nom de *caméléon minéral* à un composé que Schéèle obtint le premier en chauffant ensemble de l'hydrate potassique et du bi-oxyde manganique. Ce composé est vert et très soluble dans l'eau; mais il subit rapidement des changemens de couleur très notables, soit en se décomposant spontanément, soit sous l'influence des agens *oxydans* ou *réduisans.* Dans le premier cas, le composé devient violet, puis rouge; dans le second, il se décolore. De là le nom de *caméléon.*

MM. Chevillot et Edwards reconnurent que ce composé absorbait de l'oxygène pour prendre naissance, et qu'il avait une constitution saline (*Ann. de ch. et de phys.*, tom. IV, p. 287; et t. VIII, p. 337). Depuis cette époque, M. Mitscherlich a fait connaître la véritable composition des divers produits qui forment les caméléons vert et rouge.

Le caméléon vert qui se forme directement par l'action combinée du bi-oxyde de manganèse, de l'oxygène et de la potasse, est du *manganate potassique.* On l'obtient facilement, en chauffant dans un creuset, un mélange de bi-oxyde manganique et d'hydrate potassique, au contact de l'air (1), ou en ajoutant à ce mélange du bi-oxyde de mercure, ou en rem-

(1) On obtient du caméléon minéral sans l'intervention de l'air; mais il s'en produit moins que dans cette circonstance.

laçant une partie de l'hydrate potassique par de l'azotate de même base. En lessivant le produit de la réaction et en le soumettant à l'évaporation sous le récipient d'une machine pneumatique, on obtient des cristaux d'un vert foncé, qui sont du manganate potassique. Cette opération ne réussit bien qu'en présence d'un grand excès d'hydrate potassique qui rend le composé plus stable; sans cela il se détruirait rapidement.

Lorsque l'on conserve le manganate potassique en présence de l'air, il en absorbe l'oxygène et passe à l'état d'hyper-manganate qui est rouge. Dans un vase fermé, il se forme encore un composé rouge ou plutôt violet, par du bi-oxyde manganique hydraté, qui se sépare du composé, et fait ainsi passer le reste de ce composé à l'état d'hyper-manganate. Le composé rouge vif s'obtient aussi en ajoutant de l'azotate hydrique au manganate. On n'a pas encore expliqué la différence de couleur de ces composés, dont l'un est rouge vineux vif, et l'autre violet. Tous deux sont, sans doute, des manganates, mais à différens états de saturation. Le composé formé sans le concours de l'air est en présence de trois équivalens de base comme cette équation l'indique : $3\ Mn\ O_4\ K + Aq = Mn_2\ O_8\ K + 2\ K\ O, Aq + Mn\ O_2, Aq$. Les composés qui se forment sous l'influence de l'air ou des acides sont des hyper-manganates neutres. Dans le premier cas, l'excès d'alcali est saturé par le gaz carbonique; dans le second, il l'est par l'azotate qui se forme.

Les composés avides d'oxygène, tels que l'acide sulfureux et le proto-chlorure d'étain, font disparaître immédiatement la couleur des manganates en détruisant l'acide manganique.

On ne connaît point le manganate hydrique.

Les manganates sont isomorphes avec les sulfates et les chrômates.

ACIDE HYPER-MANGANIQUE. — Cet acide n'est connu que combiné avec les bases, ou à l'état d'*hyper-manganate*.

HYPER-MANGANATES.—$Mn_2\ O_8\ \Delta = Mn_2\ O_7, \Delta\ O$. L'hyper-manganate potassique est rouge et forme le caméléon rouge. On peut obtenir l'hyper-manganate hydrique en décomposant l'hyper-manganate barytique dissous dans de l'eau par le sulfate hydrique : il se forme du sulfate barytique insoluble, et l'hyper-manganate hydrique demeure dissous. Ce composé est très peu stable, et ne peut être filtré dans des filtres de ma-

tières organiques, parce que ces matières les détruisent instantanément en lui enlevant de l'oxygène.

On obtient l'hyper-manganate potassique en dissolvant dans l'eau du manganate potassique neutre ; ce sel se décompose en hyper-manganate qui reste dissous, et en bi-oxyde manganique hydraté qui se dépose sous forme d'une poudre brune.

Les composés de soufre et de manganèse sont peu connus.

Le soufre ne peut s'unir au manganèse qu'à une température très élevée ; car lorsque l'on chauffe ces deux corps ensemble, le premier est entièrement volatilisé avant de réagir sur le second ; cependant on combine le soufre au manganèse, 1° en chauffant le soufre avec le bi-oxyde manganique : il se dégage du gaz sulfureux, et il reste une masse noirâtre, dont la poudre est verte, qui est un équi-sulfure Mn S. Ce sulfure existe en petite quantité dans la nature. Les minéralogistes lui ont donné le nom d'*alabandine*. Son poids spécifique = 3,95, sa structure est inconnue ; 2° en chauffant le sulfate de manganèse dans un courant d'hydrogène, mais dans ce cas le sulfure obtenu est de couleur verte.

Le manganèse a pu être combiné au carbone, au phosphore et au silicium. Il forme des alliages avec le cuivre, le fer, l'étain, l'or et l'argent ; mais on n'a pas encore pu l'unir aux métaux volatils, tels que le zinc et le mercure ; il n'a pu être uni non plus ni à l'antimoine ni au plomb.

L'équi-oxyde et le sesqui-oxyde de manganèse peuvent s'unir aux acides pour former des sels : les premiers sont assez connus ; les seconds le sont à peine.

CHLORURE ÉQUI-MANGANIQUE. — *Proto-chlorure de manganèse ; chlorure manganeux*, Berz.— Cl Mn. Le chlorure équi-manganique anhydre est solide brun clair, brillant lorsque sa structure est cristalline. Quand on fait cristalliser ce composé par voie humide, il retient 4 équivalens d'eau, et est alors Cl Mn, 4 HO. Dans cet état, il cristallise parfaitement en tables rectangulaires. Les cristaux sont roses, presque incolores, ou d'un rouge assez foncé. La différence de ces couleurs peut être due à la présence d'une petite quantité de sesqui-chlorure manganique. Lorsque l'on chauffe le chlorure tétra-hydrique, il perd 3 équivalens d'eau vers + 88°. L'équivalent qui reste résiste à la température de + 100°, mais il s'en va à une tem-

pérature plus élevée. A une température plus élevée encore le sel fond, et ne s'altère point s'il n'a pas le contact de l'air; mais dans cette dernière circonstance, il se transforme en une masse noire et insoluble dans l'eau. Le chlorure équi-manganique est déliquescent et très soluble dans l'eau. A 62° 5, elle en prend 0,55 de son poids, au-dessus et au-dessous de cette température le sel est moins soluble; à + 10°, elle en prend 0.383. L'alcool le dissout également et donne une liqueur verte dont on extrait par la cristallisation un chlorure qui contient 2 équivalens d'alcool.

On obtient facilement l'équi-chlorure manganique très pur en purifiant les liqueurs provenant du traitement du bi-oxyde manganique par le chlorure hydrique dans l'extraction du chlore. Cette liqueur contient un excès de chlorure hydrique, de l'équi-chlorure manganique, du sesqui-chlorure ferrique et du chlorure plombique (1). Voici les opérations à suivre: évaporer la liqueur jusqu'à siccité, pour chasser l'eau et le chlorure hydrique, l'introduire dans un creuset, *le couvrir*, le chauffer jusqu'au rouge sombre. Le sesqui-chlorure ferrique, très volatil, s'échappe entièrement, et il ne reste plus que le mélange de chlorure équi-manganique et de chlorure plombique. Le produit est alors traité par l'eau; la dissolution est filtrée de nouveau, on y fait passer un courant de gaz sulfure hydrique jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. La liqueur est alors portée à l'ébullition pour chasser le sulfure hydrique en excès et filtrée encore une fois. On a ainsi une dissolution de chlorure équi-manganique pur (2) que l'on peut soumettre à la cristallisation si l'on veut obtenir ce produit à l'état solide.

Le chlorure équi-manganique sert pour préparer le carbonate équi-manganique et les autres composés salins insolubles. On peut même dire qu'il est l'origine de tous les produits purs du manganèse.

SESQUI-CHLORURE MANGANIQUE.—*Chlorure manganique*, Berz.

---

(1) Ce chlorure est primitivement contenu dans le chlorure hydrique du commerce.

(2) Ce chlorure pourrait contenir du calcium, si le bi-oxyde manganique avait contenu du carbonate calcique; mais on peut éviter la présence du calcium, en traitant préalablement le bi-oxyde manganique réduit en poudre par le chlorure hydrique dilué, qui enlève le carbonate calcique, et en lavant bien le résidu.

— Cl_3, Mn_2. Ce composé n'est connu qu'en dissolution, il est rouge et s'obtient en dissolvant à froid le sesqui-oxyde manganique dans le chlorure hydrique. Il donne du chlore quand on le chauffe, et se décolore par la présence des produits avides d'oxygène.

CARBONATE ÉQUI-MANGANIQUE. — *Carbonate de manganèse; carbonate manganeux*, Berz.; *Diallogite*, Min. Ce composé existe en petite quantité dans la nature. On l'y trouve en masse à structure cristalline, ou en rhomboèdre de 103° environ, d'une couleur rose, et possédant un éclat nacré. Son poids spécifique = 3,4 environ. On le rencontre plus souvent uni intimement avec les carbonates équi-basiques du même ordre, tels que le magnésique, le calcique. Dans les laboratoires, on l'obtient sous forme d'une poudre couleur de chair. Il est insoluble dans l'eau, et fait effervescence avec les acides. On peut le préparer en décomposant le chlorure équi-manganique dissous dans l'eau par le carbonate sodique, également dissous, lavant le précipité et le desséchant ensuite à une température de 100° à 200° au plus.

Le carbonate de manganèse peut servir pour préparer tous les sels solubles, manganiques, en le traitant par les sels hydriques convenables : du gaz carbonique se dégage, de l'eau est produite, et le sel est formé.

SULFATE ÉQUI-MANGANIQUE. — *Sulfate de protoxyde de manganèse; sulfate manganeux*, Berz. — $SO_4\,Mn + 1 \ldots\ldots 7\,HO$. Ce composé est remarquable par la suite des proportions d'eau avec lesquelles il peut être uni. MM. Brandes, Kuhn et Mitscherlich sont parvenus à l'unir avec de l'eau dans la proportion de 1 à 7 équivalens sans qu'il manque un seul degré. Quoique ces divers composés soient sans application, ils sont si remarquables par les relations qu'ils indiquent, qu'il est convenable de les faire connaître ici.

Le *composé monohydrique* peut être obtenu en faisant cristalliser le sulfate manganique dans le sulfate équi-hydrique, selon M. Kuhn.

Le composé dihydrique cristallise par la fusion du sulfate hepta-hydrique (Brandes).

Le *composé trihydrique* peut être obtenu par l'ébullition prolongée de la dissolution du sel hepta-hydrique; ce composé serait en poudre (Brandes).

Le *sel à 4 équivalens* d'eau s'obtient en faisant digérer le sel précédent dans de l'alcool à la température de + 20°.

Le *composé à 5 équivalens* d'eau cristallise comme le sulfate de cuivre, et peut être obtenu en faisant cristalliser la dissolution saline à une température de + 5° environ, selon M. Mitscherlich.

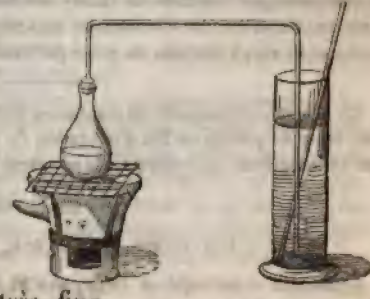
Le composé à 6 équivalens se produit par l'efflorescence du sel à 7 équivalens, à la température de + 10° à 12°.

Enfin le sel à 7 équivalens, qui correspond au plus haut degré d'hydratation de tous les sulfates isodynamiques de cet ordre, s'obtient en faisant cristalliser le sel à une température inférieure à + 5°.

Le sulfate de manganèse peut être obtenu facilement en dissolvant le carbonate équi-manganique dans le sulfate hydrique jusqu'à ce que l'on n'aperçoive plus d'effervescence, filtrant la liqueur et l'évaporant à des températures variées, selon le composé que l'on veut obtenir sous le point de vue d'hydratation.

SULFATE SOUS-MANGANIQUE. — *Sulfate manganique*, Berz.; *sulfate rouge de manganèse*. On ne connaît ce composé qu'à l'état dissous, on l'obtient comme le sesqui-chlorure manganique, en remplaçant le chlorure hydrique par le sulfate hydrique. Il est rouge, et lorsqu'on le chauffe, il abandonne de l'oxygène et se décolore. Les matières organiques et les substances avides d'oxygène le décomposent également; aussi ce corps est-il employé comme réactif pour reconnaître si les corps sont saturés d'oxygène : son action est indiquée par sa décoloration.

HYPO-SULFATE MANGANIQUE. — *Hypo-sulfate manganeux*, Berz.; *hypo-sulfate de manganèse*. Ce composé peut être obtenu à l'état solide, sous forme d'une masse rosâtre; mais il est déliquescent, et on ne le conserve habituellement qu'en dissolution. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz sulfureux dans de l'eau, tenant en suspension du bi-oxyde manganique réduit en poudre très fine.



Si l'on s'oppose à ce que la température s'élève trop, il se

fait de l'hypo-sulfate manganique : $Mn\,O_2 + 2\,SO_2 + Aq = S_2\,O_6\,Mn + Aq$. Lorsque la réaction est terminée, on fait bouillir la liqueur pour chasser l'excès d'acide sulfureux qu'elle contient, on la filtre, et on la conserve dans un flacon.

SILICATES MANGANIQUES.— Il existe plusieurs silicates manganiques dans la nature. L'un d'eux a reçu le nom de *rhodonite*, à cause de sa couleur rose; il peut être représenté par $Si^{2/3}\,O_2$, Mn O. Sa composition, et sa forme, qui est un prisme oblique, indiquent qu'il est un *pyroxène* à une seule base. La *marceline* de Saint-Marcel, en Piémont, est un autre silicate dont la composition n'est pas encore bien déterminée.

Caractères des dissolutions manganiques.

Ces dissolutions sont incolores ou roses, leur saveur est métallique :

Par les hydrates potassique et sodique elles donnent un précipité blanc d'hydrate manganique, qui passe rapidement au rouge brun en absorbant du gaz oxygène qui le fait passer à l'état d'hydrate sous-manganique.

Par l'ammoniaque on obtient un précipité semblable au précédent, mais moins abondant si la liqueur est neutre. Il ne peut y avoir que la moitié du manganèse précipitée ainsi, le reste forme un sel double avec l'ammoniaque. C'est pour cela que la liqueur acide, ou contenant à l'avance un sel ammoniacal, ne précipite pas par l'ammoniaque.

Par les carbonates potassique et sodique, on obtient un précipité de carbonate manganique blanc ou rose, invariable à l'air.

Le sulfure hydrique ne fait point naître de réaction sensible.

Par les sulfures solubles, on obtient un précipité blanc ou couleur de chair.

Le *cyano-ferrure jaune de potassium* donne un précipité blanc de cyano-ferrure manganique.

Les *oxalates* font naître lentement un précipité cristallin.

Le tannin, l'infusion de noix de galle, les succinates, le zinc, la pile, ne donnent rien.

Caractères de dissolutions sous-manganiques.

Ces dissolutions sont d'une couleur d'un rouge de vin. Elles se décolorent immédiatement par l'addition de l'acide sulfureux. Après l'ébullition, la liqueur présente les caractères des dissolutions manganiques, seulement elle a une réaction acide, et ne réagit que peu ou point par l'ammoniaque.

En général, les composés du manganèse étant frittés avec le carbonate sodique sur une lame de platine au feu d'oxydation du chalumeau, donnent une fritte verte par le manganate qui se forme. Ce caractère est important et de première valeur.

URANIUM.

U = 750. Péligot, — 742,875, Ebelmen.— An 743,75 ?

L'uranium a été isolé en 1842, par M. Péligot, en décomposant le chlorure d'uranium par le potassium. Avant les recherches de ce chimiste, l'équi-oxyde

um portait le nom d'*urane*, et passait pour un élément chimique.
nium est pulvérulent et noir; à demi fondu, il possède l'éclat métallique
eut. Il est légèrement malléable. Chauffé au contact de l'air, il brûle rapi-
en répandant une vive lumière, et se transforme ainsi en un oxyde vert
lus volumineux que le métal employé; il peut être conservé dans l'air sec,
ération apparente. Chauffé avec le soufre, il s'y unit en devenant lumineux,
aussi au chlore avec dégagement de chaleur et apparition de lumière en
ant un chlorure volatil. Mis en présence des composés hydriques ordinaires,
place l'hydrogène en donnant lieu à des sels.
connaît cinq composés d'uranium et d'oxygène, ces oxydes sont :

Le trioxyde quadruranique	$U_4 O_3$
L'équi-oxyde uranique.	U O
Le quintoxyde quadruranique.	$U_4 O_5$
Le quadroxyde triuranique.	$U_3 O_4$
Le sesqui-oxyde.	$U_2 O_3$

trioxyde quadruranique est brun lorsqu'il vient d'être préparé, et probable-
à l'état d'hydrate; il absorbe rapidement l'oxygène de l'air, et passe à un état
eur d'oxydation. On l'obtient en décomposant le sous-chlorure d'uranium
dans l'eau par l'ammoniaque. On ne peut le conserver. Sa composition est
hétique.
i-oxyde d'uranium ou *urane* = 850. L'aspect physique de ce corps varie sin-
ement selon son mode d'extraction : obtenu en réduisant l'oxalate d'urane
ydrogène, il est en poudre, d'une couleur brun canelle; cette poudre est
mment combustible, et s'embrase par le seul contact de l'air si la tem-
re de l'oxyde est quelque peu élevée; obtenu en décomposant l'oxy-
re d'uranium et de potassium par l'hydrogène, ou en décomposant simple-
ce corps par la chaleur, il est en paillettes cristallines, beaucoup moins
stibles; obtenu en réduisant l'azotate d'urane, il est d'une couleur marron.
tient l'hydrate de cet oxyde en décomposant le chlorure vert d'uranium par
oniaque. L'oxyde obtenu par voie sèche, est difficilement attaqué par les
; mais obtenu par voie humide, il s'y dissout facilement.
uintoxyde quadruranique est noir; on l'obtient en décomposant l'azotate
ue par la chaleur, et en chauffant fortement à la fin de l'opération.
quadroxyde triuranique est pulvérulent et d'une couleur olive on l'obtient
uffant un oxyde quelconque d'uranium à la température du rouge sombre,
contact de l'air si c'est un oxyde inférieur. A une température plus élevée,
de l'oxygène, et se transforme en oxyde noir; mais il repasse en partie à
l'oxyde vert pendant le refroidissement, et en absorbant de l'oxygène.
composés correspondans à cet oxyde sont verts.
qui-oxyde; acide uraneux; peroxyde d'urane. Le sesqui-oxyde d'urane est une
d'une couleur rouge, selon M. Ebelmen. Il est basique ou acide, selon les cir-
nces; les sels dans lesquels il entre comme base sont jaunes; les composés
esquels il joue le rôle d'un acide portent le nom d'*uranates;* il est plus conve-
de les nommer *uranites*, à cause de la composition de cet oxyde $U_2 O_3$ qui
ond aux acides en *eux*, *azotoïdiques* et *chloroïdiques*. On obtient le sesqui-
l'urane en exposant à l'air l'oxalate d'urane en présence de l'air : il se forme
il un précipité d'un brun violacé, et il se dégage un mélange de gaz carbo-
et d'oxyde de carbone provenant de la décomposition de l'acide oxalique;

quand le dégagement du gaz a cessé, le précipité absorbe de l'oxygène, et devient jaune en se changeant en hydrate sous-uranique. Cet hydrate desséché dans le vide a pour formule 2 HO, $U_2 O_3$; chauffé à + 100° dans un courant d'air sec ou dans le vide, il perd la moitié de l'eau qu'il contient, et devient HO, $U_2 O_3$; chauffé à + 300°, il perd toute son eau, et devient rouge en passant à l'état de sesqui-oxyde; au-dessus de + 300°, il perd de l'oxygène et devient oxyde vert, puis oxyde noir.

Il existe un oxychlorure uranique correspondant au sesqui-oxyde: il est jaune, cristallin, très fusible, peu volatil et déliquescent. On l'obtient en chauffant l'équi-oxyde uranique dans un courant de chlore sec. Sa composition est représentée par $\overline{U_2 O_2 Cl}$.

Le *chlore* forme plusieurs composés avec l'urane. En chauffant un mélange de noir de fumée calciné et d'un oxyde quelconque de l'uranium dans un courant de chlore, il se dégage du gaz oxyde de carbone, et l'on obtient de l'équi-chlorure uranique cristallisé en octaèdres d'une couleur verte. C'est ce chlorure qui sert pour préparer l'urane et le décomposant par le potassium. En le chauffant à une température modérée dans un courant d'hydrogène, il perd du chlore, et se trouve transformé en trichlorure quadruranique.

L'hydrate d'oxyde jaune d'uranium, dissous dans le chlorure hydrique, donne un produit jaune déliquescent difficile à obtenir en cristaux.

L'urane forme des composés salins verts ou jaunes; les premiers correspondant à l'oxyde $U_3 O_4$, et les seconds à l'oxyde $U_2 O_3$, ces derniers sont les plus connus.

L'*oxalate jaune d'urane* a pour formule $C_2 O_3$, $U_2 O_3$, 3 HO, selon M. Ebelmen. On l'obtient en décomposant l'azotate sous-uranique par une dissolution bouillante d'acide oxalique, recueillant et lavant le précipité.

Le *sulfate équi-uranique* peut être obtenu en décomposant l'équi-chlorure vert par le sulfate hydrique, et chauffant ensuite pour chasser le chlorure hydrique qui s'est formé pendant la réaction. Ce composé est cristallisable en prismes; il est très soluble dans l'eau, et a pour formule SO_4 U, 4 HO. Selon M. Ebelmen, ce sel ne renfermerait que 2 équivalens d'eau.

Le *sulfate sous-uranique* est jaune et cristallisable. Il est très soluble dans l'alcool. Il contient trois équivalens et demi d'eau, selon M. Ebelmen. Il en retient 1 à + 100°, et ne commence à le perdre qu'à + 150°. Le sel déshydraté reprend 3 équivalens d'eau à l'air, de sorte que l'on connaît: SO_6 U_2, 3 $^1/_2$ HO, 3 HO et HO.

AZOTATE SOUS-URANIQUE. — Cet azotate est jaune, très facilement cristallisable. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

L'urane existe en petite quantité dans la nature. On l'y trouve à l'état de phosphate double avec la chaux (uranite), dans les environs d'Autun; il existe aussi à l'état de sulfate jaune et vert; à l'état d'oxyde jaune (uraconise) et à l'état d'oxyde brun noir (péchurane ou pechblende). C'est ce dernier minerai qui est le moins rare, et c'est de lui que l'on extrait tous les produits de l'urane. On le trouve dans les gîtes argentifères: à Schneeberg, à Annaberg, en Saxe; à Joachimstal, en Bohême; à Johann-Georgenstadt, etc.

On traite la pechblende pour en faire de l'azotate, et c'est avec ce sel que l'on fait les autres produits. Pour cela on traite le minerai, réduit en poudre et bien lavé, par l'azotate hydrique: l'oxyde d'uranium se dissout, et passe à l'état d'azo-

ıle ; la liqueur est évaporée, jusqu'à siccité ; le résidu est traité par l'eau ; la dis-
ɔlution est filtrée et évaporée, puis abandonnée à la cristallisation. Les cristaux
ınt égouttés dans des entonnoirs de verre ; on le fait cristalliser de nouveau ; en-
ıite ils sont dissous dans l'éther hydrique ; la dissolution, abandonnée à l'évapo-
ıtion spontanée, donne des cristaux que l'on obtient plus réguliers en les faisant
ristalliser dans l'eau. Les eaux-mères peuvent être évaporées de nouveau et trai-
ées de la même manière pour ne point perdre ce qu'elles renferment.

Le sesqui-oxyde d'urane paraît saturer les acides comme s'il ne renfermait
u'un seul équivalent d'oxygène, ou bien, en d'autres termes, il paraît jouer le
ième rôle dynamique que les équi-oxydes dans la constitution des composés sa-
ins, comme on peut s'en apercevoir en lisant ce qui est relatif à l'azotate, et au
ulfate uranique. Partant de cette observation, ou d'autres observations analogues,
I. Péligot a considéré le double équivalent de l'urane comme étant un radical
ırticulier, jouant le rôle d'un métal, et lui a donné le nom d'*uranyle*, ce radical
erait donc 2 UO = 1700. Dans cette supposition, le sesqui-oxyde devient compa-
able à un protoxyde :

$$(2\,UO)\,O = U_2\,O_3.$$

Si l'on fait 2 UO = $\overset{yle}{U}$, l'azotate et le sulfate jaunes d'uranium deviennent
ız $O_6\,\overset{yle}{U}$ et $SO_4\,\overset{yle}{U}$, comme les autres azotates et les autres sulfates.

On peut se dispenser d'admettre l'existence de l'uranyle ; car la théorie des
omposés qu'il forme est tout-à-fait conforme à celle des autres composés de la
ième classe, et cela conduirait inévitablement à admettre le *manganyle*, le *fer-
yle*, etc., et de là l'*aluminyle* et le *glucyle*. Partant de là, il faudrait admettre que
s sels *équi-métalliques* et les sels *sous-métalliques* ont la même constitution ; et
ela n'est pas probable, puisque dans les composés où ces deux ordres existent,
haeun d'eux imprime un caractère particulier à la substance, comme on peut s'en
ssurer en comparant les divers grenats et les alums. Cependant l'observation de
I. Péligot est on ne peut plus remarquable, et pourrait au besoin trouver son
xplication par l'*isotomie*. V. p. 15 du 1er vol.

Les produits de l'uranium sont employés depuis quelque temps pour colorer le
erre en jaune et en vert, dont la nuance change selon la direction de la lumière et
es positions relatives de l'observateur et de l'objet.

Caractères des dissolutions uraniques.

Les dissolutions des composés verts de l'uranium sont transformées en dissolu-
tions jaunes par l'addition de l'azotate hydrique et l'ébullition.

Les dissolutions jaunes correspondent à l'oxyde $U_2\,O_3$.

La potasse, la soude, l'ammoniaque, font naître des précipités jaunes d'*uranites*
alcalins, insolubles dans un excès du réactif.

Le carbonate potassique fait naître un précipité jaune de carbonate sous-uranique,
soluble dans un excès du réactif en formant un sel double.

Le cyano-ferrure jaune de potassium fait naître un précipité rouge brun de cya-
nure ferroso-uranique.

Le cyano-ferrure rouge ne produit rien de sensible.

Le sulfure ammonique fait naître un précipité noir de sulfure insoluble dans un
excès du réactif.

Le sulfure hydrique n'a pas d'action sensible.

L'infusion de noix de galle donne lieu à la formation d'un précipité rouge brun.

Voyez Péligot, *Ann. de chimie et de physique*, 3e série, t. v, p. 5 ; de la Provostaye, *id.*, p. 47, et t. vi, p. 165 ; Ehelmen, t. v, p. 189, et t. viii, p. 498, et Malaguti, t. ix, p. 463.

CÉRIUM ET LANTHANE.

En 1803, MM. Berzélius et Hisinger découvrirent dans une substance minérale de Rastnäs, près Riddarhytta, en Wesmanland, un nouvel oxyde métallique. Ils donnèrent le nom de *cérium* au métal de cet oxyde qui fut plus tard isolé par Vauquelin. La substance minérale, qui est un silicate, a reçu le nom de *cérite*. En 1839, M. Mosander a démontré que l'oxyde de cérium, extrait de la cérite, renfermait environ les deux cinquièmes de son poids de l'oxyde d'un autre métal auquel il a donné le nom de *lanthane*.

Le cérium privé de lanthane conserve à-peu-près les mêmes propriétés qu'avant d'être purifié. Quoi qu'il en soit, l'histoire de ces corps demeurera imparfaite jusqu'à ce que de nouvelles recherches nous les fassent mieux connaître.

CÉRIUM. — Pulvérulent d'un brun chocolat foncé, devenant gris métallique par l'action du brunissoir. Chauffé dans l'air, il brûle avant d'avoir atteint la température rouge. Mis en contact avec l'eau, il la décompose, surtout si elle est bouillante. Il est facilement attaqué par les composés hydriques. Il forme deux oxydes principaux : un équi-oxyde et un sesqui-oxyde ; l'on n'obtient l'équi-oxyde qu'à l'état d'hydrate d'une couleur blanche ; il se suroxyde quand on veut le déshydrater par la chaleur ; l'hydrogène et le potassium ne peuvent le réduire. Le sesqui-oxyde est rouge brique. On l'obtient en chauffant l'hydrate d'équi-oxyde au contact de l'air, ou en le calcinant avec l'azotate potassique : dans cet état, il est insoluble. Dans l'azotate hydrique dilué, et l'on profite de cette propriété pour le séparer du lanthane. Chauffé dans l'hydrogène, il se transforme en un oxyde jaune, intermédiaire, dont la composition n'est pas encore déterminée. On obtient aussi cet oxyde jaune en chauffant le carbonate équi-cérique dans une cornue. L'oxyde jaune et l'oxyde rouge donnent du chlore lorsqu'on les chauffe avec le chlorure hydrique dissous.

En chauffant le carbonate équi-cérique dans de la vapeur d'acide sulfo-carbonique, on obtient un sulfure d'une couleur rouge de minium. Ce sulfure, chauffé dans un courant de chlore sec, se transforme en chlorure équi-cérique en abandonnant du soufre ou chlore.

On obtient le cérium libre de toute combinaison en chauffant le chlorure équi-cérique dans la vapeur de potassium : il se fait du chlorure potassique et le cérium est mis en liberté. On traite le produit de l'opération par de l'alcool, et à une basse température pour dissoudre le chlorure potassique et isoler complétement le métal.

LANTHANE. — En poudre métallique, grise, décomposant l'eau à la température ordinaire, et se transformant en hydrate équi-lanthanique, en donnant lieu à un dégagement d'hydrogène. L'oxyde de lanthane (an sesqui-oxyde?) est d'une couleur de brique ; il n'est pas réduit par l'hydrogène ; chauffé dans la vapeur d'acide sulfo-carbonique, il se transforme en un sulfure d'un jaune pâle, décomposant l'eau avec dégagement de sulfure hydrique et se convertit en hydrate. L'eau chaude le transforme en un hydrate blanc, qui ramène au bleu la couleur du tournesol rougi par un acide. Il est rapidement dissous par les sels hydriques, même très étendus ; employé en excès, il donne lieu à des sels basiques. Mis en digestion dans le chlo-

e ammonique, il se transforme lentement en chlorure lanthanique, en donnant à la formation de l'ammoniaque.

Le sulfure lanthanique, chauffé dans un courant de chlore, se transforme en orure en abandonnant du soufre chloruré. Ce chlorure est réduit par le potas-m, de même que celui de cérium.

Le cérium et le lanthane s'extraient de la cérite, qui est un silicate cérico-lan-nique contenant du fer et du calcium. Ce silicate est pulvérisé, la poudre est uffée dans de l'eau régale, et le produit de cette action est évaporé jusqu'à sic-é pour séparer l'acide silicique qui demeure insoluble, même dans les acides. Le nduit est traité par l'eau qui dissout les chlorures solubles; le fer est ensuite pré-ité par le benzoate ammonique, et séparé par la filtration. En introduisant de mmoniaque dans la liqueur, on obtient un précipité d'hydrates cérique et lan-nique. Ce produit, recueilli et lavé, est mêlé avec de l'azotate potassique et chauffé ns un creuset de platine : on obtient ainsi un mélange de sesqui-oxydes de cérium de lanthane divisés dans le résidu du sel décomposé. La masse traitée par l'eau ute les oxydes insolubles. Ces oxydes traités par l'azotate hydrique dilué au cen-ème par l'eau, se séparent en sesqui-oxyde cérique insoluble, et en oxyde lan-nique dissous et passé à l'état d'azotate. Ces produits servent pour préparer tous s autres.

L'équivalent du mélange de cérium et de lanthane que l'on croyait être du cé-ium pur était 574. On sait aujourd'hui que l'équivalent du lanthane est plus ible que ce nombre; l'équivalent du cérium est donc plus fort.

YTTRIUM, TERBIUM ET ERBIUM.

L'oxyde d'yttrium, sous le nom d'*yttria* ou de *gadolinite*, est connu depuis 1794, poque à laquelle Gadolin le découvrit dans une substance minérale d'Ytterby, n Roslagen. Ce n'est qu'en 1827 que M. Wœhler put isoler l'yttrium en dé-mposant le chlorure de ce métal par le potassium. Vers le commencement de 14, M. Mosander parvint à démontrer que l'yttria était le mélange de trois ydes différens : à l'un d'eux il conserva le nom d'*yttrium*, et aux deux autres il nna les noms de *Terbium* et d'*Erbium*, tous trois tirés d'Ytterby, nom de l'en-oit où se trouve le minéral qui les recèle. Les combinaisons correspondantes de trois métaux se ressemblent assez pour qu'on ait pu les confondre.

Les caractères communs des trois oxydes d'yttrium, de terbium et d'erbium nt d'être insolubles dans l'eau et dans les alcalis caustiques; mais de se dis-udre dans les solutions de carbonate sodique et de sesqui-carbonate ammonique n concentrées. Les dissolutions salines sont, en outre, précipitées par le cyanure ne de fer et de potassium, et ce caractère les distingue de la glucyne.

L'oxyde d'yttrium déplace l'oxyde de terbium, et celui-ci déplace l'oxyde d'er-ium de leurs combinaisons.

L'azotate yttrique est déliquescent; le sulfate yttrique est incolore et transparent, ne perd point ces qualités par une exposition de plusieurs journées à la mpérature de + 30 à + 70° cent.

L'oxyde de terbium paraît incolore à l'état de pureté; cependant il donne des ls d'une couleur rougeâtre.

La dissolution d'azotate terbique, donne par l'évaporation, une masse cristalline jeunâtre, qui n'attire l'humidité d'une manière sensible que dans un lieu qui en t fortement chargé. Le sulfate de terbium est très efflorescent.

L'oxyde d'erbium est incolore, et prend une couleur orangée lorsqu'on le chauffe à l'air. Chauffé dans l'hydrogène, il redevient incolore en diminuant sensiblement de poids; ce qui indique deux degrés d'oxydation pour cette substance, probablement un équi-oxyde et un sesqui-oxyde.

L'azotate et le sulfate erbiques sont incolores. Ce dernier sel n'est point efflorescent.

M. Mosander n'est point encore parvenu à obtenir ces corps à l'état de pureté parfaite; on peut cependant les isoler en grande partie en se conformant au procédé suivant :

La gadolinite est le minéral dont on extrait l'yttrium, le terbium et l'erbium; elle contient, en outre, de l'acide silicique, du cérium, du fer et du manganèse, qu'il faut éliminer.

Traiter la gadolinite, comme le cérite, par de l'eau régale, et en isoler l'acide silicique de la même manière; évaporer la liqueur, l'étendre d'eau, et y suspendre des croûtes cristallines de sulfate de potasse : il se fait un précipité de sulfate potassico-cérique. Le précipité est recueilli, et lavé avec une dissolution de sulfate potassique. La liqueur est recueillie, saturée avec précaution par l'ammoniaque, et le fer en est séparé à l'état de succinate insoluble par le succinate ammonique. La liqueur filtrée est alors précipitée par l'ammoniaque en quantité suffisante : le précipité est un mélange des sous-sulfates des trois métaux souillés par du manganèse. On le met encore humide en contact avec une dissolution *très étendue* de sesqui-carbonate ammonique qui ne dissout que les oxydes d'yttrium, de terbium et d'erbium. La dissolution est évaporée, et son résidu sec est chauffé jusqu'au rouge sombre; il ne reste plus alors qu'un mélange des trois carbonates.

Les trois carbonates sont dissous dans l'azotate hydrique en excès, c'est-à-dire de manière à ce qu'il donne une réaction acide. Si l'on verse goutte à goutte cette dissolution dans une autre dissolution de bi-oxalate potassique, en agitant constamment et jusqu'à ce qu'il se forme un précipité permanent, et si on laisse le tout en repos, après quelques heures on obtient un précipité principalement formé d'oxalate erbique. Si après avoir recueilli ce précipité, on continue à traiter la liqueur comme on l'a fait précédemment, on obtient un nouveau précipité qui renferme plus d'oxyde de terbium que des oxydes des autres métaux; enfin, si l'on neutralise la liqueur par un alcali, après avoir recueilli ce dernier produit, on obtient un dernier précipité qui contient plus d'yttria que des autres corps.

Il est probable que par la suite on trouvera un procédé plus simple et plus convenable pour séparer ces corps.

Selon une remarque de M. Mosander, il existerait un sulfate double de potasse et d'oxyde d'erbium qui serait soluble dans l'eau, mais peu soluble dans une dissolution de sulfate potassique. Cela étant, ne serait-il pas possible que ce que ce chimiste considère comme de l'oxyde d'erbium fût un mélange d'oxyde de cérium ou de lanthane avec de l'oxyde d'yttrium ou de terbium?

COLOMBIUM.

Tantale.

Ta = 1153.

Le colombium est un métal très rare et peu connu. On ne le trouve qu'en très petite quantité dans trois espèces minérales, le tantalite, l'yttrotantalite et la baïé-

ine. Les premières existent en Finlande, en Suède, en Amérique; la dernière a été trouvée en Bavière.

Le tantale a été obtenu en poudre noire, prenant un éclat métallique gris de fer par le frottement du brunissoir, infusible à la température où le verre entre en fusion. Chauffé au contact de l'air, il prend feu au-dessous de la température rouge, et brûle complétement en se transformant en *acide colombeux*. Chauffé dans la vapeur de soufre ou dans un courant de chlore, il brûle aussi, et donne un sulfure ou un chlorure, selon le corps employé. Les acides les plus puissans, l'eau régale même, sont sans action sur lui : c'est de là que lui vient le nom de tantale. Le fluorure hydrique seulement le dissout avec facilité en perdant de l'hydrogène. L'acide colombeux n'est réduit par le charbon qu'à une température très élevée et au point de contact. C'est en décomposant le fluorure colombo-potassique que l'on obtient le colombium (V. t. II, p. 3).

Il existe un équi-oxyde et un sesqui-oxyde colombiques. Ce dernier a reçu le nom d'acide colombique : nous le nommerons acide colombeux à cause des relations de sa formule avec celle des autres acides du même ordre.

L'*oxyde colombique*, Ta O, est obtenu en chauffant l'acide colombeux au milieu d'un creuset brasqué. Il brûle quand on le chauffe à l'air, et redevient acide colombeux ; tous les composés hydriques, même le fluorure, sont sans action sur lui ; chauffé avec l'hydrate ou l'azotate potassique, il se convertit en colombite potassique ; il détone avec ce dernier sel.

L'*acide colombeux*, $Ta_2 O_3$, est une poudre blanche, presque inerte, lorsqu'il a été fortement chauffé ; son poids spécifique = 6,5. Il est attaqué par l'hydrate potassique et le sulfate hydrokalique à une température élevée. Le colombite hydrique rougit le papier de tournesol ; lorsqu'on le chauffe, il perd de l'eau, puis il devient lumineux en subissant une transformation isomérique, comme la zircône, le sesqui-oxyde de chrôme, le sesqui-oxyde de fer, etc.

L'acide colombeux peut être extrait du tantalite. Une fois obtenu, il sert pour préparer les autres produits du colombium. Le tantalite est réduit en poudre très fine que l'on soumet à la lévigation. La poudre la plus ténue est mêlée avec du sulfate hydro-potassique, et le tout est soumis à une température rouge dans un creuset de platine, placé lui-même dans un creuset de terre, jusqu'à ce que la poudre soit complétement attaquée. Le produit est coulé et broyé : la poudre est soumise à l'action de l'eau bouillante, qui laisse, sans le dissoudre, de l'acide colombeux rendu impur par un mélange d'oxyde ferrique, d'oxyde stannique et d'acide tungstique ; ce résidu impur est mis en digestion dans le sulfure ammonique qui dissout l'étain, le tungstène, et fait passer le fer à l'état de sulfure insoluble qui demeure avec le colombite hydrique, et le colore en noir. Ce produit est lavé avec une dissolution de sulfure hydrique et mis en digestion dans une dissolution de chlorure hydrique concentré, qui détruit le sulfure ferrique et dissout le métal qu'il renferme. Le résidu lavé à l'eau bouillante et desséché est du colombite hydrique, ou, si l'on veut, de l'hydrate sous-colombique.

Le colombium est assez peu connu pour que l'on puisse émettre des doutes sur quelques points de son histoire. Est-ce réellement un élément comparable aux autres métaux ? L'acide colombeux, que l'on trouve souvent associé avec l'étain, n'aurait-il point pour symbole $Ta O_2$, au lieu de $Ta_2 O_3$?

VIII^e ORDRE.

CUPROÏDES.

Cobalt. — Nickel. — Cuivre.

Les cuproïdes se rattachent à la série des sidéroïdes par un équi-oxyde et des composés correspondans. Le cobalt et le nickel ont un sesqui-oxyde, comme les sidéroïdes, et peut-être même eût-il été plus convenable de les laisser dans cette dernière série; cependant ces trois métaux donnent des oxydes entièrement solubles dans l'ammoniaque, et le cobalt et le nickel sont inséparables: ce dernier métal est uni avec le cuivre par des affinités bien puissantes, non-seulement à l'état de combinaison, mais aussi à l'état libre. Le cuivre présente cela de particulier, qu'il forme des composés bi-cuivriques qui le rattachent à l'argent.

La série des cuproïdes forme donc une transition entre les sidéroïdes et les argyroïdes.

Les trois cuproïdes donnent des produits colorés: ceux qui sont équi-métalliques sont verts pour le nickel; couleur acajou ou roses pour le cobalt; bleus ou verts pour le cuivre.

COBALT.

$Co = 368{,}99 = 1$ molécule.

Le cobalt est un métal gris de fer peu foncé. Son poids spécifique est environ 8,5. Il fond à 130° du pyromètre de Wegdvood. Ses propriétés sont à peine connues; car on ne l'a le plus souvent obtenu qu'en le fondant au contact du charbon, et, dans cette circonstance, il doit retenir de ce dernier corps, qui peut le modifier d'une manière très notable. Le cobalt fondu est peu altérable à l'air, même humide, à moins que la température ne soit très élevée: alors il se forme un équi-oxyde dont la couleur est bleue. Le sulfate et le chlorure hydrique l'attaquent avec difficulté; mais lorsque le cobalt a été obtenu par la réduction d'un de ses oxydes au moyen de l'hydrogène, il est en poudre noirâtre, qui prend feu au contact de l'air, et il est alors facilement attaqué par le sulfate hydrique dilué et le chlorure hydrique.

On obtient le cobalt impur en réduisant un oxyde quelconque du cobalt, son carbonate ou son oxalate, par le charbon

une température élevée, dans un creuset fermé. On l'obtient très pur, comme il vient d'être dit, en chauffant un des produits qui viennent d'être indiqués, dans un courant d'hydrogène.

On dit que l'on obtient aussi le cobalt pur par la décomposition de l'oxalate de cobalt, en le chauffant dans une cornue de verre qui en est complétement remplie, et en ayant soin de boucher le vase aussitôt qu'il ne se dégage plus de gaz, pour éviter la rentrée de l'air pendant que le cobalt est chaud. Dans cette opération tout l'acide oxalique serait transformé en gaz carbonique par l'oxygène de l'oxyde cobaltique : $C_2\ O_3$, $Co\ O = 2\ CO_2 + Co$. Ce résultat paraît douteux ; c'est probablement un sous-oxyde et non du cobalt métallique que l'on obtient.

OXYDES DE COBALT.

Il existe deux principaux oxydes de cobalt, un oxyde et un sesqui-oxyde ; les autres oxydes sont intermédiaires et peu connus.

ÉQUI-OXYDE DE COBALT. — *Oxyde cobaltique*, Berz. (1). Protoxyde de cobalt, $Co\ O = 468{,}99$. Cet oxyde est une poudre grise qui se sur-oxyde quand on la chauffe dans le gaz oxygène à une température de 300 à 400 degrés. On l'obtient en décomposant le carbonate cobaltique dans une cornue, à l'aide de la chaleur, et en usant des précautions indiquées en parlant de la décomposition de l'oxalate.

L'équi-oxyde de cobalt forme un hydrate bleu que l'on obtient en décomposant les sels équi-cobaltiques dissous par l'hydrate potassique : il se forme un précipité que l'on recueille et que l'on lave. L'hydrate équi-cobaltique est soluble dans l'ammoniaque et dans une dissolution de sesqui-carbonate ammoniaque ; la liqueur est rouge et ne précipite point par l'hydrate potassique. Cette propriété est importante, parce qu'elle permet de séparer le cobalt du nickel, qui est précipité dans les mêmes circonstances.

---

(1) Cet oxyde étant isodynamique avec l'oxyde ferreux de M. Berzélius, aurait dû recevoir le nom d'oxyde cobalteux ; c'est cette dissidence dans la nomenclature qui a nécessité la modification que j'y ai apportée. En donnant le nom d'équi-oxyde à ce composé, on indique immédiatement toutes ses relations et sa composition ; car cela fait concourir la nomenclature avec la notation.

SESQUI-OXYDE COBALTIQUE. — *Sur-oxyde cobaltique*, Berz.; *peroxyde de cobalt.* — $Co_2 O_3 = 1037{,}08$. Cet oxyde est noir, et perd le tiers de l'oxygène qu'il renferme lorsqu'on le chauffe à la température rouge. Les sels hydriques ordinaires et le chlore sont sans action sur lui; mais le chlorure hydrique le décompose en donnant naissance à du chlorure équi-cobaltique, à de l'eau et du chlore. On peut obtenir cet oxyde en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau tenant en suspension de l'hydrate d'équi-oxyde, ou en faisant digérer cet hydrate dans une dissolution d'hypo-chlorite sodique. Dans ce cas, on l'obtient lui-même hydraté, sous forme d'une masse brune, presque noire. Quand on chauffe cet hydrate, il perd de l'eau, et se change en oxyde anhydre, à une température inférieure à celle à laquelle cet oxyde est décomposé.

En chauffant l'azotate cobaltique jusqu'à ce qu'il ne donne plus de vapeur nitreuse, ou en chauffant de l'équi-oxyde cobaltique dans le gaz oxygène, à une température un peu inférieure au rouge sombre, on obtient un oxyde de la même formule que l'aimant, $Co_3 O_4$. Cet oxyde est noir grisâtre.

On admet l'existence d'un acide cobaltique de la formule $Co O_2$. Il est trop incomplétement étudié pour qu'il en soit question ici.

SULFURES COBALTIQUES.

On connaît trois sulfures cobaltiques : un équi-sulfure, un sesqui-sulfure et un bi-sulfure.

ÉQUI-SULFURE COBALTIQUE, Co S, jaune, d'aspect métallique; fusible. On lui donne naissance en chauffant du cobalt ou un de ses oxydes avec du soufre. Les dissolutions neutres de cobalt ne sont précipitées qu'en partie par le sulfure hydrique. Lorsqu'elles sont acides, il n'y a pas de réaction sensible; il n'y aurait donc que les sulfures solubles qui pourraient donner ce composé par voie humide et par double substitution.

En chauffant le sulfate équi-cobaltique desséché dans un courant d'hydrogène, il se dégage du gaz sulfureux, de la vapeur d'eau, et il reste un oxy-sulfure $Co_2 SO$.

Le sulfure équi-cobaltique s'unit aux sulfures natroïdiques pour former des composés qui sont généralement solubles dans l'eau.

SESQUI-SULFURE COBALTIQUE.— $Co_2 S_3$. On obtient ce sulfure en chauffant le sesqui-oxyde de cobalt dans un courant de sulfure hydrique, à une température inférieure au rouge: il se dégage de la vapeur d'eau, et le sulfure est produit.

BI-SULFURE COBALTIQUE. — $Co S_2$. Ce sulfure est noir et pulvérulent. Il résiste aux sels hydriques ordinaires, excepté l'azotate, et aux dissolutions alcalines; l'eau régale le détruit. On l'obtient en chauffant l'équi-carbonate cobaltique avec une fois et demie son poids de soufre, à une température de 350° au plus, pour qu'il ne se décompose pas, et dans une cornue, pour le mettre à l'abri de l'air.

Il existe un sulfure de cobalt naturel, nommé *koboldine;* sa formule est incertaine. Il contient généralement du fer et du cuivre, et renferme moins de soufre que le précédent. Il appartient au système cubique, et sa forme ne peut indiquer sa composition, attendu que les sulfures, Co S, $Co_3 S_4$ et $Co S_2$ peuvent cristalliser dans ce système.

Il existe aussi un sulfo-arséniure, très important à connaître; il en sera bientôt question.

CHLORURE ÉQUI-COBALTIQUE.

Le chlorure équi-cobaltique, Co Cl, est bleu, lorsqu'il est anhydre. Il s'unit à l'eau, et donne des cristaux rouges, solubles dans l'alcool et inaltérables à l'air. Lorsque l'on chauffe le chlorure hydraté, il se change en oxychlorure insoluble, comme le chlorure équi-manganique.

Une dissolution de cobalt étendue d'eau et mêlée avec du chlorure sodique, ou ammonique, forme une *encre sympathique*, qui est invisible à l'humidité, et qui devient bleue par l'action d'une chaleur modérée. Cet effet est dû à ce qu'une mince couche de chlorure de cobalt hydraté est invisible, tandis qu'elle devient d'un bleu intense lorsqu'il perd l'eau qu'il contient. La présence du chlorure alcalin a pour but de rendre cette encre hygroscopique, afin qu'elle perde facilement la teinte acquise par la chaleur. Si le chlorure contient du nickel, l'encre devient verte quand on la chauffe. Le chlorure cuivrique donne une encre qui devient jaune dans les mêmes circonstances.

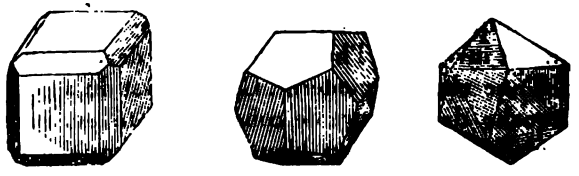
On prépare le chlorure cobaltique en traitant le carbonate de cobalt, ou un des oxydes de ce métal, par le chlorure hydrique; le produit se dissout; on le filtre s'il n'est point trop acide, et on l'évapore pour le soumettre à la cristallisation. On

obtient des cristaux bleus en concentrant la liqueur jusqu'à ce qu'elle prenne cette couleur.

Le CYANURE COBALTIQUE, Co Cy, est une poudre d'un brun canelle, insoluble dans l'eau, que l'on obtient en décomposant une dissolution cobaltique par le cyanure potassique, ou bien même en décomposant l'acétate cobaltique par le cyanure hydrique.

ARSÉNIURE COBALTIQUE. — *Smaltine*, min. — Co As. Ce composé est isodynamique avec la pyrite cubique : As représente deux équivalens de soufre. Ce fait remarquable sera rendu évident par l'espèce suivante. L'arséniure cobaltique existe dans la nature. Sa cassure fraîche est gris d'acier; mais elle s'altère et noircit à l'air ; il est dur et fait feu sous le briquet, en donnant une odeur arsénicale. Il cristallise dans le système cubique. Son poids spécifique = 6,35. La chaleur le décompose, et fait qu'il donne une odeur arsénicale. On le trouve dans les terrains primitifs, dans le filons argentifères.

SULFO-ARSÉNIURE COBALTIQUE. — *Cobaltine*, min. — Co $S\frac{As}{2}$. Cette substance ressemble beaucoup à la précédente, mais sa couleur est moins grise, et elle a plus d'éclat. Elle cristallise dans le système hémicubique, et présente principalement les formes de l'octaèdre, du dodécaèdre pentagonal, et de l'icosaèdre plus ou moins modifiés.



Le poids spécifique de la cobaltine = 6,29. Elle se dissout dans l'azotate hydrique, et donne un précipité abondant de sulfate barytique par l'azotate barytique ; ce qui la distingue de la smaltine.

Cette espèce est le principal minerai de cobalt. Elle renferme fréquemment du nickel, du fer et du cuivre qui rendent difficile la purification des composés cobaltiques.

On la trouve principalement à Tunaberg, en Suède, dans un terrain de gneiss.

SELS COBALTIQUES.

E COBALTIQUE.—Cet hydrate est d'une belle couleur
l'obtient en décomposant un sel équi-cobaltique par
potassique, recueillant et lavant le précipité.

ATE COBALTIQUE. — Inconnu à l'état neutre. Celui
onnaît a pour symbole 2 CO_2, 5 Co O, 4 HO. C'est
osé pulvérulent, couleur de chair, insoluble dans
aquable par les sels hydriques, décomposable par la
oxyde équi-cobaltique, en acide carbonique, et en
obtient en décomposant une dissolution équi-cobal-
une dissolution de carbonate sodique ou potassique,
t, lavant et desséchant le précipité.
onate cobaltique forme un sel double, soluble, avec
ate ammonique.

E ÉQUI-COBALTIQUE. — CO_3 Co, 2 HO. Composé
t, insoluble dans l'eau et même dans une dissolu-
late hydrique, peu soluble dans l'ammoniaque, plus
ns une dissolution de carbonate ammonique. On l'ob-
louble décomposition entre un sel cobaltique et un
utre soluble, tel que le sodique.

ÉQUI-COBALTIQUE. — SO_3 Co, 6 HO. Ce sel est
avec le sulfate équi-ferrique. Il est rouge, efflores-
luble dans l'alcool, soluble dans 24 parties d'eau. Par
tion, il devient anhydre, et prend une couleur rose.
mpose à une température élevée, et laisse un oxyde
foncé; presque noir.
te cobaltique forme des sels doubles avec les sulfates
et ammonique.

ÉQUI-COBALTIQUE.—Az O_6 Co, + Aq. Sel rouge,
nt, très soluble dans l'eau, difficilement cristallisable.
t ce sel en traitant l'équi-oxyde, ou le carbonate
par l'azotate hydrique. Mais on prépare ordinaire-
l dans la suite des traitemens que l'on fait subir un
e cobalt.
e cobaltique est employé comme réactif pour re-
l'alumine et la magnésie par voie sèche. Il sert
préparer le *vert de Rinman* (V. p. 107).

TE HYDRO-BICOBALTIQUE.— PO_5, 2 Co O, HO. Ce
st violet foncé; il ne se dissout point dans l'eau. On

l'obtient en ajoutant du phosphate hydro-bisodique dissous à un sel de cobalt également dissous. Une partie de ce phosphate mêlée à huit parties d'hydrate aluminique, et chauffé au rouge dans un creuset, donne naissance à un produit bleu, découvert par M. Thenard, et que l'on nomme *bleu Thenard:* une demi-partie d'arséniate cobaltique peut en remplacer une de phosphate.

ARSÉNIATE COBALTIQUE. — Il existe plusieurs arséniates cobaltiques. Ils sont tous des poudres rose tendre, insolubles dans l'eau. L'un d'eux, le tribasique, As O_5, 3 Co O, 6 HO, existe dans la nature. Son poids spécifique est de 3 environ. Il cristallise en prismes rectangulaires, et se trouve dans les mêmes gîtes que l'arséniure et le sulfo-arséniure cobaltiques.

Traitement des minerais de cobalt.

Les traitemens que l'on fait subir au minerai de cobalt varient selon les produits que l'on désire obtenir. Les produits du cobalt que l'on trouve dans le commerce sont : le sulfo-arséniure naturel, le *safre*, l'arséniate cobaltique, l'*azur*, et les produits chimiques que l'on prépare pour les laboratoires.

Safre. — Le safre est une poudre d'un gris brun que l'on fait en mêlant ensemble le sulfo-arséniure cobaltique grillé et du sable siliceux réduit en poudre très fine. Après le mélange, ces deux matières sont introduites dans des tonneaux où on les humecte. La poudre s'agglomère; elle est ensuite divisée de nouveau et livrée au commerce. Le safre est employé pour colorer le verre en bleu et pour faire l'azur.

Arséniate cobaltique ou chaux métallique. — Cette substance est une poudre de couleur rose que l'on obtient par voie sèche ou par voie humide. Le premier procédé est préférable, et il ne sera question que de lui ici. On fait un mélange de cobaltine pulvérisée, de potasse et de sable fin. Ce mélange est soumis à la fusion dans un bon creuset. Après le refroidissement, on trouve au milieu des scories un culot d'apparence métallique, mais fragile, qui est de l'arseniure de cobalt. Si cet arséniure contient trop de fer, on le refond de nouveau avec de la potasse, et l'on obtient un nouveau culot plus pur que le précédent. Ce culot est pulvérisé, et transformé en arséniate par le grillage.

Ce produit est employé dans la fabrication du verre bleu, s émaux de la même couleur, et pour les poteries en géné-l. On l'emploie beaucoup moins en France qu'en Angleterre en Italie.

Azur.— L'azur est un verre bleu coloré par de l'oxyde de balt, au moyen de la fusion, et réduit en poudre très fine. us la poudre est fine et plus il faut employer de cobalt pour colorer, car la couleur est atténuée par la division.

L'azur est employé principalement pour mettre les toiles au eu après le blanchîment. La teinte qu'il donne corrige le ux sale, et n'est point altérable.

Produits purs du cobalt. — Les minerais de cobalt renfer-ent généralement du soufre, de l'arsenic, du fer, du cuivre, nickel et du cobalt. Ces deux derniers métaux sont les plus ifficiles à séparer. Comme ils s'accompagnent toujours et que méthodes sont les mêmes pour ces deux corps, elles sont in-iquées à la suite de l'histoire du nickel.

Caractères des composés cobaltiques.

Les composés contenant du cobalt sont remarquables par une propriété qui mine toutes les autres : tous les oxydes et les oxysels de cobalt, fondus avec du re ou du borax, le colorent en bleu, et la teinte produite peut être si intense elle paraisse noire.

Les composés alumineux, pulvérisés et chauffés avec de l'azotate cobaltique, nent aussi une teinte bleue. La magnésie prend une teinte couleur de chair, l'oxyde de zinc, une teinte verte.

Le vert de *Rinman* n'est rien autre chose que le produit qui se forme en cette ostance.

Il suit de ce qui précède que le cobalt, ou les composés dont il fait partie, t très faciles à distinguer à l'aide du chalumeau. S'ils ne sont point oxygénés, me les sulfures et les arséniures, on les amène à cet état par le grillage, et en ajoutant en très petite quantité à du borax anhydre, ils le teignent en bleu par sion.

Les composés du cobalt sont bleus, rouges ou roses.

Par les *hydrates potassique* et *sodique*, ils donnent un précipité lilas foncé d'hydrate cobaltique, qui devient vert en absorbant l'oxygène de l'air.

L'*ammoniaque* agit en partie comme les composés précédens si la liqueur est neutre ; si elle est acide, il ne se forme aucun précipité, et elle prend une teinte acajou qui appartient à un sel double.

Les *carbonates potassique* et *sodique*, donnent un précipité rose de carbonate basique.

Les *oxalates potassique* ou *sodique* font naître un précipité blanc d'oxalate cobaltique.

Le *phosphate hydro-bisodique* fait naître un précipité bleu de phosphate cobaltique.

En faisant passer un courant de sulfure hydrique dans de l'acétate nickélique, on obtient ce produit par voie humide. Dans ce cas, il est hydraté et jaune brun très foncé.

ARSÉNIURES NICKÉLIQUES.

Il existe dans la nature plusieurs arséniures nickéliques; mais leur composition est mal définie. L'un d'eux, la nickéline, a pour formule $Ni_2 As$ ou $Ni\frac{As}{2}$. On y trouve quelquefois de l'antimoine en remplacement d'une partie de l'arsenic, un peu de soufre, du fer et du cobalt en remplacement du nickel. Cette espèce a un aspect métalloïde jaune-rougeâtre, et donne des vapeurs arsénicales quand on la chauffe; elle forme le principal minerai de nickel.

M. Berzélius signale une deuxième espèce d'arséniure nickélique qui contiendrait une fois plus d'arsenic pour la même quantité de nickel. Ce serait Ni AS. Cette espèce abandonne la moitié de l'arsenic qu'elle contient, sous l'influence d'une température élevée, et se transforme en l'espèce précédente. Les minéralogistes allemands la nomment *arseniknickel*.

La DISOMOSE, *nickelglanz* des Allemands, est un sulfo-arséniure correspondant à la cobaltine; sa couleur est gris d'acier; elle est compacte ou lamellaire; son poids spécifique = 6,12. Sa formule étant $Ni\,S\,\frac{As}{2}$, il est probable qu'elle cristallise dans le système cubique comme la cobaltine, avec laquelle elle a tant de rapports.

L'*antimo-nickel* est une espèce du même type que la précédente, mais dans laquelle l'arsenic est remplacé par l'antimoine. Elle possède un éclat métallique, gris d'acier, appartient au système cubique, et a un poids spécifique de 6,45. Sa formule est $Ni\,S\,\frac{Sb}{2}$. Elle est rare dans la nature.

Les divers minerais de nickel, qui viennent d'être énumérés, appartiennent aux terrains primitifs, et accompagnent généralement l'argent sulfuré, comme ceux de cobalt.

CHLOROÏDURES NICKÉLIQUES.

ÉQUI-CHLORURE NICKÉLIQUE. — Ni Cl. Ce chlorure est

t possède un éclat métallique nacré, il s'attache à la mme le talc. Il est volatil et peu soluble dans l'alcool. it à l'eau, et donne une liqueur d'un vert d'émeraude. vaporation, cette liqueur donne des cristaux aiguillés ntiennent 8 équivalens d'eau contre 1 de chlorure de Ce composé est déliquescent dans l'air humide et efflo- dans l'air sec.

ni-chlorure de nickel peut être obtenu en dissolvant ou le carbonate nickélique dans le chlorure hydrique, orant la liqueur pour chasser l'excès d'acide, la redis- dans l'eau, la filtrant et l'évaporant de nouveau. En nt l'évaporation assez loin, on obtient du chlorure e. Ce chlorure peut être aussi obtenu immédiatement ffant du nickel dans un courant de chlore sec. L'air, la chaleur, décompose le chlorure nickélique : il se du chlore, et il se produit un oxy-chlorure.

rômure et le fluorure nickéliques ont beaucoup d'ana- ec le chlorure. Il existe un cyanure brun de nickel. Ce devient lumineux lorsqu'on le chauffe en vase clos. aussi des cyanures nickéliques unis avec d'autres mé- ui ont la plus grande analogie avec les cyano-ferrures.

OXYSELS NICKÉLIQUES.

ONATE NICKÉLIQUE. — Lorsque l'on verse la dissolution onate sodique ou potassique dans celle d'un composé du nickel, on obtient un précipité vert pomme qui mélange d'hydrate et de carbonate nickélique, dont les tions relatives seraient variables, selon Setterberg. carbonate nickélique est inconnu.

ATE NICKÉLIQUE. — $C_2 O_4 Ni$, 2 HO. Ce composé est udre verte, insoluble dans l'eau et même dans une dis- d'oxalate hydrique. L'ammoniaque le dissout et l'a- ne par son exposition à l'air. Lorsqu'on le chauffe en s, il se dégage du gaz carbonique, et il reste du nickel que.

SULFATE NICKÉLIQUE. — $SO_4 Ni$, 7 HO. Ce sulfate est couleur verte. Il est dimorphe. Au-dessous de + 15°, e des cristaux prismatiques. Au-dessus de + 15 à 20°, e des cristaux octaédriques rectangulaires. Les premiers x prennent la forme des seconds lorsqu'on les soumet

à une température plus élevée que 15°, ou à la lumière solaire. Cette transformation curieuse se fait sans que les cristaux perdent la moindre partie de leur poids, et sans qu'ils cessent d'être solides.

Le sulfate nickélique s'effleurit à l'air; il est soluble dans trois fois son poids d'eau.

L'alcool et l'éther ne le dissolvent pas. On l'obtient en dissolvant l'oxyde nickélique dans le sulfate hydrique.

La plupart des sels nickéliques forment des sels doubles avec les sels correspondans de la série natroïdique.

Extraction du nickel.

Les minerais de nickel contiennent principalement de l'arsenic, du soufre, du fer, du cuivre, du cobalt, et du nickel. La séparation complète de ces métaux est fort difficile; aussi a-t-on cherché beaucoup de procédés pour l'obtenir; mais plusieurs d'entre eux sont imparfaits. L'extraction du cobalt a été réunie à celle du nickel, parce qu'elle exige les mêmes opérations. Dans les arts, on élimine quelquefois le nickel, comme cela a lieu dans la préparation du smalt: il demeure alors dans les scories, et ces scories, que l'on nomme *speiss*, sont employées comme minerai de nickel.

Élimination de l'arsenic. — L'arsenic peut être éliminé par plusieurs moyens, soit en opérant par voie humide, soit en opérant par voie sèche.

1° Pulvériser le minerai, le traiter par l'azotate hydrique qui le dissout entièrement; évaporer la liqueur pour chasser l'excès d'acide, reprendre le résidu par l'eau. L'arsenic se trouve séparé en totalité ou en partie à l'état d'arséniate de fer qui demeure insoluble; mais comme il y en a presque toujours un excès, on le précipite par de l'azotate sous-ferrique. Si l'on ajoutait trop de sel de fer, on le précipiterait par de l'arséniate hydrique. En suivant ce procédé, qui est d'une exécution facile et qui convient particulièrement à la cobaltine, l'arsenic et le fer se trouvent séparés en même temps.

2° Fondre le minerai avec 6 fois son poids d'un mélange de parties égales de carbonate potassique et de soufre, pulvériser le produit et le traiter par l'eau, qui dissout l'arsenic à l'état de sulfarséniate potassique.

Les métaux demeurent insolubles à l'état de sulfure. Ce

océdé convient particulièrement aux minerais de nickel. Les sulfures peuvent ensuite être grillés, fortement calcinés traités par un acide qui dissout les oxydes produits.

Élimination du fer. — Comme on l'a vu, le fer en dissolu- n peut être éliminé par l'arséniate hydrique; mais si la li- eur ne contient plus d'arsenic, on peut aussi l'éliminer par e dissolution de carbonate potassique ou sodique. Cette dis- lution n'agit qu'autant que le fer est à l'état de sel sous- rrique. On l'ajoute peu-à-peu, en agitant sans cesse, et tant 'il se forme un précipité rouge brique. On cesse de verser de réactif aussitôt que l'on obtient un précipité *lilas* ou *vert*, ui demeure permanent malgré l'agitation.

Élimination du cuivre et du plomb. — Après la séparation l'arsenic et du fer, le cuivre et le plomb, s'il y en a, sont cilement séparés par un courant de sulfure hydrique. Ils nt précipités à l'état de sulfures noirs qu'il faut, autant que ssible, séparer par décantation. Le résidu peut aussi être cueilli sur un filtre et lavé avec une dissolution de sulfure drique.

Séparation du cobalt et du nickel. — Ces deux métaux ont s relations chimiques si intimes, qu'il est fort difficile de les parer. On y parvient cependant par plusieurs procédés.

1° Précipiter le nickel et le cobalt, à l'état d'hydrate, par ydrate potassique; recueillir le précipité et le faire macérer ns une dissolution d'hippochlorite sodique : le cobalt seul sse à l'état de sesqui-oxyde noir, insoluble dans l'azotate ydrique ou dans le chlore en présence de l'eau. Ces corps uvent donc être employés pour le séparer du nickel.

2° Précipiter le nickel et le cobalt à l'état d'oxalate par l'oxa- te potassique; dissoudre le précipité dans l'ammonique et bandonner la liqueur à l'air : l'oxalate nickélique devient in- luble et l'oxalate cobaltique demeure en dissolution.

Ce procédé donne du cobalt pur et du nickel impur.

3° Le procédé le plus exact et celui que l'on doit préférer rsqu'il s'agit d'une analyse, est dû à M. Philips. Ce procédé nsiste à précipiter les deux métaux à l'état d'hydrate et à issoudre les hydrates dans l'ammoniaque. La liqueur est in- oduite dans un flacon bouchant bien et que l'on remplit ec de l'eau privée d'air par l'ébullition. On y ajoute alors es fragmens d'hydrate potassique, tant qu'il se fait un pré-

cipité vert et que la liqueur est colorée en bleu (1). Le flacon étant bouché, on le laisse reposer pendant quelques heures et l'on sépare le précipité par la filtration et des lavages à l'eau bouillante.

Quel que soit le procédé que l'on ait suivi, le nickel ou le cobalt sont ensuite amenés dans un état déterminé de combinaison, en suivant ce qui a été dit dans l'histoire de ces métaux.

Caractères des dissolutions nickéliques.

Les dissolutions de nickel sont vertes; leur saveur, qui paraît douce d'abord, est ensuite piquante et métallique.

Les *hydrates potassique* et *sodique* font naître un précipité vert d'hydrate nickélique qu'ils ne peuvent redissoudre lorsqu'on les ajoute en excès.

L'*ammoniaque* fait naître un précipité vert, peu abondant qu'elle redissout en *prenant une couleur bleue* lorsqu'on l'ajoute en excès.

Les *carbonates potassique* et *sodique* font naître un précipité vert qu'ils ne peuvent redissoudre.

Le *sesqui-carbonate ammonique* fait naître un précipité vert qu'il redissout en donnant une *couleur bleue* à la liqueur.

Le *cyano-ferrure jaune potassique* fait naître un précipité blanc verdâtre de cyano-ferrure nickélique.

Le *cyano-ferrure rouge potassique* donne un précipité jaune vert.

Le *sulfure hydrique* ne donne rien si la liqueur est acide; si elle est neutre, on obtient une petite quantité d'un sulfure noir.

Les *sulfures ammonique*, *potassique* ou *sodique* font naître immédiatement un précipité noir de sulfure.

Le *tannin* et l'*infusion de noix de galle* ne donnent rien.

Les *phosphates* et les *oxalates* font naître des précipités verts.

Les *oxydes de nickel*, fondus avec du borax, lui communiquent une couleur rouge qui n'existe qu'à une température élevée.

Les composés de nickel ont été administrés à des animaux. On a trouvé qu'ils déterminaient le vomissement avec énergie, mais qu'ils ne donnaient point la mort.

CUIVRE.

Vénus.

Cu = 395,69 = 1 molécule phys.

Le cuivre est connu depuis la plus haute antiquité. Les Grecs le nommaient Χαλκος; les Latins lui donnaient le nom de *cuprum*, probablement parce qu'on le tirait de l'île de Chypre. Au

(1) Cette couleur est due à la dissolution ammoniacale de nickel.

temps où l'on croyait à l'influence des astres, il était consacré à la planète Vénus, et quelques-unes de ses préparations ont encore conservé ce nom, comme les *cristaux de Vénus*, qui sont l'acétate cuprique.

Le cuivre existe dans la nature sous un grand nombre d'états différens : on l'y trouve à l'état natif, à l'état d'oxyde, de sulfure, de carbonate, de sulfate, de phosphate, d'arséniate, de sulfures doubles, quelquefois compliqués; mais les principaux minerais sont : l'oxyde et le sulfure bi-cupriques, les carbonates, qui sont peu abondans, et les sulfures doubles, qui sont beaucoup plus communs.

Le cuivre du commerce présente des degrés variables de pureté; les cuivres de France, de Russie et de première qualité d'Angleterre, sont les plus purs et dits au titre de 0,99.

Les cuivres de Suède et de Norwége sont sous forme de gâteaux irréguliers nommés *rosettes*, et moins purs que les précédens.

Les cuivres du Pérou et du Mexique sont très impurs; ces derniers ne donnent quelquefois que 0,75 de cuivre pur à l'affinage.

Le cuivre dit *tokat* ou du *Levant*, vient de l'Anatolie.

La France est bien loin de suffire à sa consommation; aussi y importe-t-on beaucoup de cuivre de l'étranger.

Les cuivres du commerce renferment de l'oxyde bi-cuivrique qui leur donne une teinte très rouge, quelquefois du soufre, du fer et du plomb.

Le cuivre est rouge et possède l'éclat métallique. Il est dimorphe : le cuivre natif et celui que l'on obtient à la température ordinaire, par l'action de la pile ou en le précipitant à l'aide du fer, cristallisent en octaèdres réguliers plus ou moins modifiés; tandis que celui qui est cristallisé par fusion appartient au système *ditriaxique*. Ce sont les propriétés de ce dernier qui ont été étudiées. Il est très ductile et très malléable. Son poids spécifique varie selon qu'il a été fondu et refroidi tranquillement, ou recuit et écroui par un moyen quelconque.

Poids spécifique du cuivre fondu en culot	8,830
— du cuivre rosette, non remué avec un bâton (Hérapath).	8,510
— cuivre rosette ordinaire (*id.*).	8,843

Poids spécifique du cuivre laminé ou forgé (Brisson)			8,878
—	tiré en cylindre et aplati (Berzélius)		8,958
—	tiré en fils écrouis (Baudrimont) de .	8,478	à 8,687
—	les mêmes recuits (*id.*) de	8,269	à 8,484
—	les mêmes écrouis, puis laminés (*id.*) de	8,812	à 8,876
—	les mêmes recuits, puis laminés (*id.*) de	8,830	à 8,928

La ténacité du cuivre est beaucoup plus faible que celle du fer, et cependant elle est encore considérable : elle varie comme cette dernière, selon que le cuivre a été écroui ou recuit, et présente en outre ce fait singulier, qu'elle diminue beaucoup par le recuit dans le gaz hydrogène (1).

Selon Sickingen, un fil de cuivre de 2 millimètres de diamètre ne se rompt que par un poids de $137^{kilog.},399$.

En opérant sur des fils métalliques d'un plus faible diamètre, j'ai obtenu les résultats suivans :

Fil écroui de.	$0^{mm},5000$	de diamètre.	$10^{k},6$
Le même, recuit dans l'hydrogène. .	$0^{mm},5312$	—	4 ,2
— — le gaz carbonique	$0^{mm},5387$	—	6 ,7
— — l'air.	$0^{mm},5375$	—	6 ,3

Selon M. Masson, le coefficient d'élasticité du cuivre est représenté par 0,593. La capacité moyenne de ce métal pour la chaleur, est de 0,0949 entre 0° et + 100°, et de 0,1013, entre 0° et + 300°.

Le coefficient de dilatation du cuivre a été déterminé par plusieurs méthodes et par plusieurs savans. On a réuni dans le tableau suivant le résultat de leurs expériences.

Dilatation linéaire du cuivre pour 100°, en partant de 0°.

Cuivre.	0,00171220	Lavoisier et Laplace.
—	0,00172240	*Id.*
— rouge battu. . .	0,00170000	Smeaton.
Cuivre.	0,00191880	Troughton.

Dilatation absolue du cuivre pour 1°.

Entre 0° et + 100° . . .	0,00005 1546	Dulong et Petit.
Entre 0° et + 300° . . .	0,00005 6497	

(1) On pense que le cuivre renferme de l'oxyde rouge qui lui donne de la dureté; peut-être cet oxyde lui donne-t-il aussi de la ténacité. Dans ce cas, l'action de l'hydrogène s'expliquerait facilement en admettant qu'il réduit cet oxyde. Cependant le gaz hydrogène agit sur l'argent comme sur le cuivre, et rien ne démontre que la même explication puisse être appliquée à ce métal.

Le cuivre fond à 27° du pyromètre de Wegdwood, ou à 925° centig. Quoique très bon conducteur de la chaleur, il la conduit moins bien que l'or; la conductibilité de ce métal étant exprimée par 1,000, celle du cuivre l'est par 898,2.

Le cuivre n'est point altéré par l'air à la température ordinaire; mais à une température élevée et cependant insuffisante pour la faire entrer en fusion, il en absorbe l'oxygène et peut donner naissance, soit à l'oxyde bi-cuprique, si l'on opère dans des vases où l'air à un difficile accès, soit à de l'équi-oxyde cuprique, si l'air est en quantité suffisante. A une température plus élevée encore, cet oxyde se réduit en partie, et l'on obtient du tri-oxyde quinti-cuprique. L'air humide altère facilement le cuivre: ce métal se recouvre d'abord d'un enduit mince et rouge, peut-être d'oxyde bi-cuprique, puis il devient vert par la formation d'un carbonate basique, et enfin il devient vert bleuâtre par la production d'un autre carbonate: ce sont ces carbonates que l'on nomme vulgairement vert-de-gris; ils sont au cuivre ce que la rouille est au fer.

Le cuivre entre en ignition lorsqu'on le fond avec le soufre, et il en résulte un sulfure. Le chlore attaque aussi très vivement le cuivre, même à la température ordinaire: il y a ignition si le métal est très divisé.

L'eau est faiblement décomposée par le cuivre, et encore n'est-ce qu'à une température très élevée.

A la température ordinaire, le sulfate monohydrique est sans action sur le cuivre; mais à une température élevée, il y a production de sulfate et dégagement de gaz sulfureux; le chlorure hydrique dissous (acide muriatique) n'a qu'une action très faible, même lorsqu'il est bouillant. L'azotate monohydrique bien pur est sans action sur le cuivre à la température ordinaire; mais quand on y ajoute la plus petite quantité d'eau, à l'instant même il y a réaction: il se forme de l'azotate cuprique, et divers produits se dégagent selon l'état de dilution de l'azotate hydrique et la température, tels que de l'azote et du bi-oxyde d'azote, peut-être du protoxyde.

Plusieurs métaux s'allient facilement avec le cuivre et peuvent donner lieu à des alliages très utiles: avec le zinc, il forme le *similor* et le *laiton*; avec l'étain, il donne le *bronze*, l'*airain*, l'*alliage des tam-tams*; avec l'or ou l'argent, il donne les

alliages monétaires; avec le zinc et le nickel, il forme le *maillechort*, dont il a déjà été question; avec l'étain et l'antimoine ou l'arsenic, il donne l'alliage des miroirs des télescopes; avec le platine et l'arsenic, il donne un alliage destiné au même usage.

Le cuivre et l'or s'allient mal, et ne donnent probablement qu'un *mélange;* il faut agiter constamment le bain en fusion pour que ces deux métaux ne se séparent point par leur différence de densité. Avec le plomb, l'alliage est peut-être encore moins complet: il suffit de le chauffer au-dessus du point de fusion du plomb et au-dessous du point de fusion du cuivre, pour que ces deux métaux se séparent par *liquation*. Le zinc est séparé du cuivre à une température où il peut être complétement volatilisé (V. *les Alliages du cuivre*, p. 128).

HYDRURE BI-CUPRIQUE.

Selon M. Wurtz, il existe un hydrure de cuivre Cu_2H. On l'obtient en chauffant ensemble à $+ 70°$, l'hypophosphite hydrique et une dissolution concentrée de sulfate cuprique. Il se dépose sous forme d'une poudre d'un brun foncé. Il se décompose à la température de 55 à 60°, et même à la température ordinaire sous la seule influence de l'air. Projeté dans le chlore ou dans la vapeur du brôme, il s'enflamme et se décompose. Avec le chlorure hydrique, il donne du chlorure cuprique et de l'hydrogène : $Cu_2H + ClH = Cu_2Cl + 2H$.

OXYDES CUPRIQUES.

Le cuivre forme quatre oxydes : un oxyde bi-cuprique, un tri-oxyde quinti-cuprique, un équi-oxyde et un bi-oxyde.

OXYDE BI-CUIVRIQUE. — *Oxyde rouge de cuivre, protoxyde de cuivre, sous-oxyde de cuivre, oxyde cuivreux;* Berz. — $Cu_2O = 891{,}39$. Cet oxyde est d'une couleur rouge; on le trouve dans la nature en masses opaques, quelquefois en lamelles transparentes, souvent encore en beaux cristaux octaédriques ou dodécaédriques du système isoaxique, rarement en cube. Obtenu par des actions hydro-électriques faibles, il affecte aussi ces formes, selon M. Becquerel; mais, dans d'autres circonstances, on l'obtient sous forme de rhomboèdres de 99°15', incompatibles avec les précédens. Cet oxyde est donc dimorphe et en même temps parfaitement isomorphe avec le

sulfure cuprique correspondant, qui affecte les mêmes formes, mais dans des circonstances différentes. Est-ce le dimorphisme du cuivre qui persiste jusque dans ses composés?..... Chauffé au contact de l'air, l'oxyde bi-cuprique absorbe de l'oxygène et devient équi-cuprique. Le sulfate hydrique dilué le transforme en cuivre, qui demeure insoluble, et en équi-oxyde qui se dissout pour former un sulfate correspondant. Le chlorure hydrique concentré le dissout complétement ; l'azotate hydrique l'attaque vivement en le suroxydant et le transformant en azotate.

L'oxyde bi-cuprique, fondu avec du verre, lui communique une belle teinte rouge *mono-chromatique* ; c'est-à-dire rouge pur; propriété qui le rend très précieux pour l'optique. Il suffit d'une très petite quantité d'oxyde pour colorer une grande masse de verre. Les verres colorés avec cet oxyde ne sont que doublés, c'est-à-dire qu'ils sont formés par l'accolement d'un verre incolore qui a l'épaisseur ordinaire, et d'une couche de verre rouge très mince. Cela permet d'enlever le verre rouge par le fluorure hydrique, et l'on profite de cet avantage dans la peinture sur verre pour obtenir des *clairs* ou pour appliquer d'autres couleurs.

L'oxyde bi-cuprique protége le cuivre contre l'action ultérieure de l'air humide; aussi recouvre-t-on quelquefois les vases de ce métal d'un enduit de cet oxyde. Pour cela, on y applique une pâte faite avec du sesqui-oxyde ferrique et de l'eau, et on les soumet à l'action de la chaleur : l'oxyde de fer est en partie réduit, et cède de l'oxygène au cuivre qui s'oxyde. Selon M. Berzélius, on obtient le même résultat par voie humide, en plongeant les pièces dans un bain chaud, formé en dissolvant deux parties de vert-de-gris et une partie de sel ammoniac dans du vinaigre. Cette liqueur est soumise à l'ébullition, et étendue d'eau jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité blanc.

Il existe plusieurs procédés pour préparer l'oxyde bi-cuprique, soit par voie humide, soit par voie sèche.

1° Faire bouillir une dissolution d'acétate cuprique avec du sucre : il se fait un dépôt d'oxyde que l'on n'a qu'à recueillir sur un filtre et laver.

2° Chauffer des lames de cuivre dans de l'oxyde équi-cuprique en opérant dans un creuset fermé. Après le refroidissement, on ouvre le creuset : l'oxyde est réduit à l'état bi-cuprique, et les lames sont elles-mêmes recouvertes de cet oxyde que l'on enlève par le choc. L'oxyde qui se détache des lames est toujours plus pur que l'oxyde réduit.

cuprique, Berz. — Cu S. Ce sulfure est une poudre noire que l'on obtient en faisant passer un courant de sulfure hydrique dans la dissolution d'un sel équi-cuprique. Il attire rapidement l'oxygène de l'air, et se transforme en sulfate sous l'influence de l'eau. Il faut le laver avec une dissolution de sulfure hydrique pour qu'il ne subisse pas cette transformation. Il est sans usage.

CHALKOPYRITE. — *Pyrite cuivreuse.* — (Fe, Cu) S_2. Ce composé est une espèce minérale et le plus commun des minerais de cuivre; il est d'un jaune d'or avec éclat métallique; son poids spécifique = 4,16; il affecte la forme d'octaèdres à bases carrées.

PHILIPSITE. — *Cuivre panaché.* — Cu_4 Fe S_5. Cette substance est encore une espèce minérale. Elle est plus riche que la précédente. Elle possède à peine l'éclat métallique; sa couleur est le brun et le bleuâtre. On la trouve rarement cristallisée; cependant on sait qu'elle appartient au système cubique. Son poids spécifique = 5 environ.

PANABASE ET TENNANTITE. — *Cuivres gris.* On a confondu, sous le nom de cuivre gris, deux espèces minérales que les minéralogistes ont distinguées sous les noms précédens. Ces deux espèces, dont la composition est fort compliquée, paraissent cependant se rapporter à un même type, dans lequel on rencontre de l'antimoine ou de l'arsenic qui jouent le même rôle dynamique. Ce seraient des sulfantimonites ou des sulfarsénites de fer et de cuivre quadribasiques. La *panabase* contient l'antimoine et est presque toujours argentifère. On l'exploite donc tout à-la-fois pour le cuivre et l'argent qu'elle renferme. La tennantite peut aussi contenir de l'argent, mais généralement moins que la panabase. Ces deux espèces sont assez communes dans la nature, et se rencontrent principalement avec les minerais d'argent, de cuivre, etc. Il en existe en France, en Hongrie, dans le canton des Grisons, dans le Cornwall et le Devonshire, au Mexique, etc.

CHLOROIDURES CUPRIQUES.

Le chlore s'unit en deux proportions avec le cuivre pour former un chlorure bi-cuivrique et un équi-chlorure cuivrique. L'équi-chlorure cuivrique (Cu Cl) peut être facilement obtenu en traitant le cuivre par l'eau régale. La dissolution soumise à

vaporation et abandonnée à elle-même pour qu'elle puisse stalliser, donne le chlorure en cristaux prismatiques hy- tés et d'une couleur verte. Lorsque l'on chauffe ce chlo- e, il abandonne d'abord de l'eau, puis la moitié du chlore il contient, et se trouve par conséquent transformé en chlo- e bi-cuprique (Cu_2 Cl).

L'équi-chlorure cuprique est déliquescent, très soluble dans u et même soluble dans l'alcool. Lorsqu'il est bien neutre, ouleur est le vert bleuâtre ; mais lorsqu'il contient du chlo- e hydrique, la couleur devient vert d'herbe.

Le chlorure bi-cuivrique est insoluble dans l'eau, mais il s'y sout par la présence du chlorure hydrique, en formant pro- blement un chlorure hydro-cuprique. La dissolution de ce rnier composé est incolore et ne change pas par l'addition l'ammoniaque ; mais ce mélange devient bleu en absorbant xygène de l'air.

Une proportion d'équi-chlorure cuprique, dissoute dans au et mise en présence d'une proportion de cuivre métal- que, donne des petits cristaux de chlorure bi-cuivrique qui déposent.

Le fluor, le brôme et l'iode donnent avec le cuivre des mposés semblables aux précédens.

Il existe dans la nature, au Chili et au Pérou dans la pro- nce d'Atakama, un *oxychlorure* que les minéralogistes nom- ent *atakamite*. Ce composé est en petits cristaux d'un ert d'herbe ; il a pour formule Cu Cl, 3 Cu O, 4 H O = $Cu \left\{ \begin{matrix} O_3 \\ Cl \end{matrix} \right\} 4 H O$. On peut l'imiter pour la peinture. Pour ela, on humecte des lames de cuivre avec de l'acide muria- ique ou une dissolution de chlorure ammonique, et on les xpose à l'air : il se forme un oxychlorure que l'on détache en mmergeant les lames métalliques dans l'eau et en les y la- vant. Le produit est ensuite desséché et livré au commerce. On le vend sous le nom de *vert de Brunswick*.

OXYDES CUPRIQUES.

HYDRATE CUPRIQUE. — Cet hydrate est bleu-verdâtre ; il est très soluble dans l'ammoniaque qu'il colore en bleu. On l'ob- tient en versant une dissolution d'hydrate sodique ou potas- sique dans un sel équi-cuprique dissous.

CARBONATES CUPRIQUES. — On ne connaît point le car[illegible] équi-cuprique ; lorsque l'on verse un carbonate alcali[illegible] la dissolution d'un sel équi-cuprique, on obtient un pr[illegible] blanc, bleu-verdâtre, qui est un carbonate bi-basique, C[illegible] au moins telle est la composition que l'on peut assig[illegible] sel, en ne tenant pas compte de l'eau qu'il renferme. [illegible] l'on fait bouillir ce composé avec de l'eau, il devient [illegible] vement vert et noir, en passant probablement par [illegible] composition des deux composés naturels : la *malach[illegible]ite* [illegible] *mysorine*. Il finit même par perdre tout l'acide car[illegible]boniq[illegible] qu'il renferme et par se transformer en oxyde cuprique.

MALACHITE. — *Cuivre carbonaté vert.* — CO_3 Cu, HO_2 Cu. Cette substance existe dans la nature. Elle est généralement compacte ; cependant on en a trouvé de cristallisée en prismes droits rhomboïdaux. Son poids spécifique = 3,5 environ ; elle est plus dure que le marbre. Sa couleur est le vert d'herbe nuancé de vert blanchâtre ; ces nuances sont disposées en zones circulaires et concentriques. La malachite est employée pour faire des plaques de bracelets, de broches, pour orner de petits meubles, etc. Elle existe dans les terrains cuprifères et dans une foule de localités ; on en a rencontré une masse considérable dans les monts Ourals.

AZURITE. — *Cuivre carbonaté bleu ; bleu de montagne.* — 2 (CO_2, Cu O) ; HO, Cu O = 2 (CO_3 Cu, HO_2 Cu. Ce composé existe dans la nature ; il se forme quelquefois sur du cuivre abandonné à l'air humide pendant un temps fort long. Il est bleu et cristallise en prismes obliques rhomboïdaux de 98° 50', inclinés de 91° 30' et de 88° 30'. Son poids spécifique varie de 3 à 3,83.

L'azurite est un excellent minerai de cuivre, mais en quantité généralement trop faible pour en permettre l'exploitation exclusive. On en a trouvé de très beau et en quantité très considérable à Chessy, près de Lyon ; il est aujourd'hui épuisé. Jusqu'à ce jour on n'a pu l'imiter par l'art.

MYSORINE. — *Carbonate bi-cuivrique.* — CO_2, 2 Cu O, CO_4 Cu_2. Ce composé est amorphe, pulvérulent, brun presque noir, et n'existe qu'en très petite quantité dans la nature. On peut l'obtenir en faisant bouillir dans l'eau le carbonate obtenu en précipitant un sel équi-cuprique par un carbonate alcalin.

UI-SULFATE CUPRIQUE. — *Sulfate de cuivre; vitriol bleu; rose bleue; vitriol de Chypre; cyanose*, min. — SO_4 Cu,). Ce sel est d'un beau bleu, cependant quelquefois ver- ; il cristallise facilement en prismes clinaxiques, plus ou s modifiés, de 124°, inclinés sur leur base de 109° 30' et 30'. Son poids spécifique = 2,19. Il s'effleurit lentement l'air sec, et sa surface devient d'un blanc bleu verdâtre perdant 2 équivalens d'eau, ou 2/5e de celle qu'il contient. qu'on le chauffe à + 100°, il ne retient qu'un seul équi- ent d'eau; vers + 200°, il se déshydrate entièrement et vient blanc; à une température plus élevée, il abandonne de xygène et du gaz sulfureux, et il ne reste que du bi-oxyde cuivre; mêlé au sulfate ferrique, il prend 6 équivalens d'eau cristallise comme ce dernier sel; mêlé au sulfate zincique, gnésique ou nickélique, il prend 7 équivalens d'eau et cris- lise comme ces sels. L'eau en dissout le quart de son poids température ordinaire; à une température élevée, elle en out une fois plus.

orsqu'on ajoute de l'hydrate cuprique à une dissolution ulfate cuprique, ce sel en prend une partie, et se trouve sformé en sulfate tri-cuprique, qui est une poudre verte SO_3, 3 Cu O, 3 HO = SO_9 3 Cu 3 H.

uand on ajoute à une dissolution de sulfate cuprique une ntité insuffisante d'un hydrate natroïdique pour précipiter le cuivre qu'il renferme, on obtient un sous-sel bleu, s foncé que l'hydrate, analogue au précédent.

'ammoniaque, ajoutée à une dissolution de sulfate cupri- , fait naître un précipité d'abord blanc bleuâtre, puis bleu, lle redissout en donnant à la liqueur une magnifique cou- bleue. C'est cette liqueur que les pharmaciens mettent des bocaux pour orner la devanture de leurs officines. On t obtenir ce sulfate en beaux cristaux bleus, en faisant er un courant de gaz ammoniac au travers d'une dissolu- aqueuse et concentrée de sulfate cuprique. Le sel ammo- al peut être représenté par SO_3, Cu O, HO, 2 Az H_3, n M. Berzélius. Si telle est réellement la composition de ce l'équivalent d'eau doit faire passer un équivalent d'ammo- ue à l'état d'oxyde d'*hydrammonium*, et l'équivalent yde de cuivre doit faire passer le deuxième équivalent mmoniaque à l'état de *cuprammonium* : la formule précé-

dente devient alors SO_3, $\overline{Az\ H_4}\ O$, $\overline{Az\ H_3\ Cu}\ O$. Selon M. Kane, lorsque l'on chauffe ce composé à + 200°, il perd 1 équivalent d'eau et 1 équivalent d'ammoniaque, soit 1 équivalent d'oxyde d'ammonium, et il reste 1 équivalent de sulfate cuprammonique $SO_4\ \overline{Az\ H_3\ Cu}$. Vers + 260°, ce dernier composé perd de l'ammoniaque, et il reste du sulfate de cuivre anhydre $SO_4\ Cu$, sulfate qui lui-même serait décomposable à une température plus élevée, comme cela a été dit précédemment.

Le sulfate cuprique forme des sulfates doubles avec le sulfate de potasse et le sulfate d'ammoniaque. Le sulfate cupropotassique contient 6 équivalens d'eau, sa formule est $SO_4\ Cu$, $SO_4\ K$, 4 HO. M. Rose a fait connaître un sulfate cuprammonique ayant pour formule $SO_4\ Cu$, $SO_4\ \overline{Az\ H_3\ Cu}$, 4 HO. Ce composé perd les 4 équivalens d'eau qu'il contient à une température de 175°.

On peut préparer le sulfate cuprique en dissolvant le cuivre dans le sulfate hydrique ordinaire, étendu au plus de la moitié de son poids d'eau, à l'aide de la chaleur : du gaz sulfureux se dégage, et il se forme un sulfate que l'on dissout ensuite dans l'eau et que l'on soumet à la cristallisation. Ce procédé est le plus coûteux de tous ceux qui sont connus; mais il est pourtant pratiqué en France, comme opération accessoire dans l'affinage des alliages de cuivre, d'argent et d'or. L'hôtel des monnaies de Lille en a livré de grandes quantités au commerce, lors de la refonte des écus de six francs.

On prépare le sulfate de cuivre d'une manière plus économique en chauffant des lames de cuivre dans un four à réverbère, les recouvrant avec un quart de leur poids de soufre lorsque la température est rouge, et les soumettant ensuite au grillage à une température inférieure à celle à laquelle le sulfate cuprique est décomposé. Le sulfate formé par le grillage est dissous dans l'eau, et soumis à la cristallisation par voie de refroidissement. Dans cette opération, il se fait d'abord du sulfure de cuivre qui se change en sulfate anhydre en absorbant l'oxygène de l'air et le sulfate est ensuite hydraté par l'eau.

On pourrait opérer beaucoup plus économiquement en faisant passer le soufre *en vapeur* sur du cuivre chauffé à la tem

pérature rouge. Il serait facile de construire un fourneau qui donnerait ce résultat.

On prépare encore le sulfate cuprique en grillant les pyrites cuivreuses (chalkopyrite); mais, dans ce cas, on obtient du sulfate rendu très impur par la présence du sulfate ferrique. J'ai examiné des échantillons de ce sel qui renfermaient jusqu'à 0,25 de ce dernier composé. On peut purifier en grande partie ce sel en le fondant à une température suffisante pour décomposer le sulfate ferrique, et insuffisante pour décomposer le sulfate cuprique. En traitant le résidu par l'eau, on dissout le sulfate cuprique, et il reste un résidu d'oxyde ferrique et de sous-sulfate ferrique.

AZOTATE CUPRIQUE. — $Az\,O_6\,Cu$, 3 HO et 6 HO. Ce composé est d'un bleu plus foncé que le sulfate cuprique. Il cristallise, dans une dissolution très concentrée, en prismes qui contiennent 3 équivalens d'eau. On l'obtient aussi en plaques rhomboïdales, contenant le double de cette proportion d'eau. Lorsque l'on chauffe ce sel, il se décompose en partie à une température peu élevée, et il reste un résidu d'azotate basique, $Az\,O_6\,H$, 3 Cu O; chauffé à une température plus élevée, il ne reste que de l'oxyde noir de cuivre que l'on emploie dans l'analyse des substances organiques. Le même azotate basique est obtenu lorsqu'à une dissolution d'azotate neutre, on ajoute une quantité d'hydrate potassique ou sodique insuffisante pour précipiter tout l'oxyde: il est en poudre verte et insoluble. L'azotate cuprique exerce une action très énergique sur l'étain. Lorsque l'on entoure un cristal de ce sel avec une lame d'étain: l'action est quelquefois si vive qu'il y a apparition de lumière. Selon M. Kane lorsque l'on fait passer un courant de gaz ammoniac dans une dissolution concentrée d'azotate cuprique, on obtient un azotate ammoniacal, anhydre, qui peut être représenté ainsi, $Az\,O_6\,Cu$, 2 $Az\,H_3$.

On obtient facilement l'azotate cuprique en dissolvant le cuivre métallique dans l'azotate hydrique, évaporant la dissolution jusqu'à ce qu'elle ait atteint une consistance sirupeuse, l'étendant d'eau, la filtrant, l'évaporant de nouveau jusqu'à un grand degré de concentration et l'abandonnant à la cristallisation.

ARSÉNITE CUPRIQUE. — *Arsénite de cuivre; vert de Schéele.* L'arsénite de cuivre, dont il est ici question, est pulvérulent et

d'une couleur vert clair, dite *vert pomme*. Il est employé en peinture. C'est Schéèle qui a fait connaître cette couleur qui porte son nom : il recommande pour la préparer de dissoudre 1 kilogramme de vitriol bleu dans environ 18 litres d'eau chauffée dans une bassine de cuivre, et d'une autre part de dissoudre dans 6 litres d'eau 1^{k} de potasse et 350 grammes d'acide arsénieux, à l'aide de l'ébullition. Après la dissolution de l'acide arsénieux, on filtre la liqueur qui le contient, et on l'ajoute lentement à la dissolution cuprique, en agitant continuellement. Après quelques heures de repos, on recueille le dépôt qui s'est formé, et qui est de l'arsénite de cuivre dont le poids est environ de 700 grammes.

Il est facile de voir que l'opération précédente consiste à mêler ensemble du sulfate cuprique et de l'arsénite potassique, tous deux dissous ; mélange dont il résulte de l'arsénite cuprique qui se précipite, et du sulfate potassique, qui demeure en dissolution. Le vert de Schéèle est soluble dans l'ammoniaque et s'altère lentement. On l'emploie dans l'impression sur papier pour la tenture.

On vend, sous le nom de *vert de Schweinfurth*, une combinaison d'arsénite et d'acétate cupriques, qui peut être représentée par $\underline{C_4\,\overline{H_3\,Cu}\,O_4}$, $\underline{As_2\,Cu_3\,O_6}$. On prépare cette couleur en versant peu-à-peu une bouillie faite avec 10 parties de vert-de-gris et une quantité d'eau suffisante, dans une dissolution aqueuse et bouillante de 8 à 9 parties d'acide arsénieux. Le vert-de-gris se dissout ; mais après le refroidissement, on obtient la couleur verte à l'état solide.

ALLIAGES DE CUIVRE.

Comme cela a été dit précédemment, le cuivre participe à la formation de nombreux alliages qui sont employés à des usages très variés ; ceux dans lesquels il domine seront seuls examinés ici.

Alliages où le cuivre et le zinc dominent.

LAITON. — *Cuivre jaune.* Le laiton est un alliage de cuivre et de zinc dont les proportions ne sont pas bien fixes et varient selon les usages auxquels on le destine. Celui qui est em-

ployé dans la tréfilerie et la chaudronnerie a la composition suivante :

Cuivre.	0,7	= 1
Zinc.	0,3	

Cet alliage est d'un beau jaune, malheureusement il se ternit facilement par l'action de l'air. Son poids spécifique varie de 8,3758 à 8,5079, sa chaleur spécifique = environ 0,0939. Sa ténacité est presque aussi grande que celle du fer et un peu moins que le double de celle du cuivre.

On fait le laiton en réduisant du minerai de zinc en présence du cuivre. Ses proportions ne sont pas bien fixes, puisque l'on n'est jamais certain du rendement du minerai de zinc.

Lorsqu'on maintient le laiton pendant quelques heures à la température rouge et dans un creuset brasqué pour éviter l'action de l'oxygène, il perd tout le zinc qu'il renferme, et il ne reste par conséquent que du cuivre. Ce procédé peut être employé pour en faire l'analyse.

Cuivre jaune pour les ouvrages au tour.

Cuivre.	0,6580	= 1
Zinc.	0,3180	
Plomb.	0,0215	
Etain.	0,0025	

Cet alliage n'a pas de proportions bien déterminées, les fondeurs de Paris le préparent en fondant de vieilles matières dont ils ne connaissent souvent pas la composition, mais qu'ils jugent à la couleur et à la ductilité.

Alliage des bronzes et candelabres.

Cuivre.	0,7847	= 1
Zinc.	0,1723	
Etain	0,0287	
Plomb.	0,0143	

Alliage des garnitures d'armes.

Cuivre.	0,80	= 1
Zinc.	0,17	
Etain.	0,03	

Soudure pour braser le fer.

Cuivre.	2	= 3
Zinc.	1	

On peut remplacer cet alliage par le laiton ordinaire.

Soudure pour le cuivre jaune.

Il y a plusieurs soudures pour le cuivre jaune : on les distingue en forte et en faible, selon qu'elles contiennent plus ou moins de cuivre. La fusibilité et la fragilité croissent avec le zinc. Pour souder le cuivre rouge, on peut employer le laiton ordinaire; pour le cuivre jaune, il faut nécessairement employer un alliage plus fusible; le suivant est le plus ordinaire.

Cuivre.	1	= 2
Zinc.	1	

Excepté le laiton ordinaire, on fait les alliages de cuivre et de zinc en unissant directement ces deux métaux par la fusion. On commence par fondre les métaux fixes, et on ajoute ensuite le zinc lorsqu'ils sont en pleine fusion. Il faut toujours mettre ce métal en plus grande quantité que celles indiquées dans les compositions précédentes, et ne pas tenir l'alliage long-temps en fusion, parce que le zinc se volatilise.

Alliages où le cuivre et l'étain dominent.

Ces alliages sont d'un rouge blanchâtre; ils sont moins malléables et plus durs que le cuivre; la trempe les adoucit; un refroidissement lent les rend cassans.

Alliage des médailles de bronze.

Cuivre.	0,92	= 1
Etain	0,08	

Le poids spécifique de cet alliage = 8,6205; on le prépare à l'Hôtel des monnaies de Paris.

Alliage des bouches à feu.

Cuivre	0,90	= 1
Etain.	0,10	

On rend cet alliage beaucoup plus dur et plus tenace en y ajoutant du fer. On l'introduit dans le bain en fusion, en y jetant des rognures de fer blanc, qui sont plus faciles à allier que le fer; mais cet alliage résiste moins à l'explosion de la poudre. L'alliage ferrifère peut servir pour couler les boîtes de roues.

Alliage des cloches et des timbres.

Cuivre.	3	= 4
Etain.	1	

Cet alliage est blanc jaunâtre et assez brillant quand il est poli ; il est à peine malléable ; mais il est très dur et très sonore.

Alliage des tam-tams et des cymbales.

Cuivre.	4	= 5
Etain	1	

Cet alliage, plus jaune que le précédent, ne peut être travaillé au marteau qu'après avoir été trempé.

Alliage des miroirs de télescopes.

Cuivre.	2	= 3
Etain	1	

Cet alliage est blanc, très dur, très cassant et reçoit un beau poli. On y ajoute quelquefois de l'antimoine et de l'arsenic.

Alliage imitant l'or (similor).

Cuivre.	0,905	= 1
Etain	0,065	
Zinc.	0,030	

Pour faire cet alliage, il faut unir d'abord le zinc et l'étain, et les ajouter ensuite au cuivre en fusion.

Compositions de divers maillechorts.

	Cuivre.	Nickel.	Zinc.	Etain.	Plomb.	Fer.
Pakfong chinois. . . .	55	23	17	2	«	3
— parisien. . . .	62	15	23	«	trace.	«
Maillechort pour couverts.	50	25	25	0	0	0
— p^r garnit. de couteaux.	55	22	23	0	0	0
— pour laminer. . . .	60	20	20	0	0	0
— pour éperonnerie . .	57	20	20	0	3	0

Le maillechort se moule mal ; mais il peut être étiré, laminé et travaillé au marteau. Il est blanc, très résistant, très sonore et peut remplacer l'argent dans une foule de circonstances ; mais il a une teinte moins blanche et sa surface s'altère promptement. On le distingue immédiatement de l'argent par son poids spécifique qui est beaucoup plus faible que celui de ce dernier métal.

Caractères des dissolutions cupriques.

Les dissolutions des composés bi-cuivriques sont incolores; exposées à l'air, ou à l'action d'un corps oxydant, elles deviennent vertes ou bleues, et présentent alors les réactions des composés équi-cupriques.

Les dissolutions des composés équi-cupriques sont *bleues* ou *vertes*; leur saveur est piquante, métallique et très désagréable.

Les *hydrates potassique* et *sodique* y font naître un précipité d'abord blanc bleuâtre de sel basique hydraté; puis, quand on en ajoute davantage, un précipité bleu d'*hydrate cuprique*.

L'*ammoniaque* se comporte comme les hydrates précédens; mais, ajoutée en excès, elle redissout le précipité, et communique à la liqueur une très belle teinte bleue, par la formation d'un sel double soluble.

Les *carbonates potassique* et *sodique* donnent lieu à la formation d'un précipité vert bleuâtre clair, de carbonate hydro-cuprique.

Le *carbonate ammonique* agit de même; mais, ajouté en excès, il redissout le précipité en colorant la liqueur en bleu.

Le *phosphate* et l'*arsénite sodiques* font naître des précipités blancs, bleu-verdâtres, de phosphate ou d'arséniate cuprique.

Les *arsénites* solubles donnent un précipité vert pomme d'*arsénite cuprique*.

Le sulfure hydrique et les sulfures alcalins font naître un précipité noir de sulfure cuprique, qui absorbe rapidement l'oxygène de l'air, et se transforme en sulfate.

Le *cyano-ferrure potassique jaune* fait naître un précipité *marron* de cyano-ferrure cuivrique. Lorsque la liqueur est très étendue, elle demeure limpide, et prend seulement une teinte *rouge brun*; mais par le repos, elle se décolore, et donne un précipité. Ce précipité, recueilli et calciné à l'air, donne un mélange contenant de l'oxyde cuprique que l'on peut redissoudre dans un acide pour avoir une dissolution concentrée. Le cyano-ferrure potassique jaune décèle les plus faibles traces de cuivre.

Une *lame de fer* bien décapée, ajoutée à une dissolution cuprique, rendue légèrement acide par un peu de sulfate hydrique, se couvre promptement d'un enduit rouge de cuivre métallique, qui y adhère fortement.

Une *lame de zinc* fait naître un précipité pulvérulent et noirâtre.

Une *lame de cuivre* donne un précipité rouge d'oxyde bi-cuivrique.

Le tannin donne une précipité gris.

Plusieurs substances organiques, fixes, mais solubles en réalité ou en apparence dans l'eau, comme le sucre, la gomme, l'albumine, etc., s'opposent aux principales réactions des sels de cuivre: par exemple, l'hydrate potassique n'y fait plus naître de précipité; mais il fait prendre une teinte bleue à la liqueur si le sel cuprique y est en quantité suffisante. Dans ces circonstances, le cyano-ferrure rouge de potassium donne toujours la réaction qui lui est propre; et comme il est facile d'en extraire le cuivre à l'état d'azotate, on peut ensuite en démontrer la présence par les réactifs qui lui conviennent.

Les sels de cuivre, chauffés au chalumeau, en présence du borax, donnent un verre vert transparent à la flamme externe, et un verre rouge brun sale, à la flamme interne.

Action pharmaceutique des composés cuprifères.

Les composés du cuivre sont légèrement caustiques. Ils excitent le vomissement; mais ils paraissent principalement exercer leur action sur l'intestin : ils déterminent de violentes douleurs dans l'abdomen, et ces douleurs augmentent par la pression, contrairement à ce qui a lieu dans la colique de plomb.

Le sulfate cuprique est absorbé, et M. Mitscherlich a fait remarquer qu'il se combine avec nos tissus, et notamment avec les tuniques de l'intestin; il les colore et s'y unit de manière à ne point être enlevé par des lavages à l'eau distillée. Cette combinaison est évidemment particulaire, et peut causer la mort des tissus, et celle de l'individu dont ils font partie, en modifiant ou annihilant leur activité.

Les contre-poisons des dissolutions du cuivre sont : l'eau fortement sucrée, les liqueurs alcalines, lessive, dissolution de bi-carbonate de soude; la limaille de fer porphyrisée et le lait.

Le fer n'agit qu'au contact et précipite le cuivre. Les liqueurs alcalines pourraient bien ne pas se comporter comme on le pense généralement, et ne pas rendre le cuivre insoluble, à cause de la présence des matières organiques.

Le cyano-ferrure jaune de potassium, qui précipite le cuivre en toutes circonstances, et qui n'est pas vénéneux, peut être employé avec avantage dans les empoisonnemens occasionnés par ce métal.

Extraction du cuivre.

L'extraction du cuivre est longue et fort compliquée; cependant on peut la réduire à trois opérations principales : la préparation des *mattes*, celle du *cuivre noir*, et enfin celle du *cuivre*, sans compter les opérations mécaniques qui sont communes à l'extraction de tous les métaux.

Préparation des mattes. — Les mattes sont des sulfures de cuivre et de fer, très fusibles. On les obtient en premier lieu, parce que le cuivre s'unissant très facilement au soufre, on a ainsi un moyen puissant d'élimination. Lorsque les minerais sont suffisamment riches, on ajoute un *fondant* qui scorifie les matières étrangères. Ce fondant est généralement une substance calcaire qui s'unit à la silice et à l'alumine de la *gangue* ou roche qui accompagne le minerai. Si celui-ci est pauvre, on est obligé d'ajouter de la pyrite de fer pour éviter que le cuivre ne passe dans les scories.

Les minerais plombifères subissent préalablement un ou plusieurs grillages imparfaits, qui ont pour but d'éliminer le plomb, qui est plus facilement oxydable que le cuivre, et qui se réduit en partie ou en totalité, soit par le charbon, soit par la réaction du sulfate formé par le grillage sur le sulfure non grillé (V. *Extraction du plomb*).

Cette première opération, ou la préparation des mattes,

n'est donc qu'un procédé d'élimination qui donne le cuivre à l'état de sulfure. C'est après que commencent les opérations ordinaires de l'extraction des métaux de leurs sulfures.

Préparation du cuivre noir. — Les mattes sont soumises à un grillage qui oxyde d'abord le fer et ensuite le cuivre. Les produits grillés sont alors soumis à la fusion en présence d'un fondant siliceux et du charbon. Le fondant siliceux s'unit à l'oxyde de fer, avec lequel il forme une scorie fusible, moins dense que le cuivre; ce métal est réduit par le charbon et se sépare en partie. On est souvent obligé de répéter cette opération un grand nombre de fois pour éliminer le soufre et la majeure partie du fer. On réussirait évidemment avec beaucoup plus de rapidité, si le grillage pouvait être parfait, et si, connaissant la composition des mattes, on ajoutait exactement la quantité de silice nécessaire pour scorifier le fer.

Affinage du cuivre noir. — Le cuivre noir contient jusqu'à 0,90 de cuivre; le reste est du fer métallique, du silicate de protoxyde de fer et un peu de soufre. On traite ce cuivre en le tenant en fusion dans un courant d'air : la surface entière du bain s'oxyde; mais, par l'agitation, les parties oxydées rentrent dans le bain, et là, l'oxyde de cuivre est réduit par le soufre et le fer : ce métal s'oxyde et se sépare du cuivre; le soufre passe à l'état de gaz sulfureux, qui se dégage sous forme de bulles qui traversent le bain et produisent une espèce d'ébullition.

Lorsque les corps étrangers au cuivre sont suffisamment séparés de ce dernier, on le coule en lingots ou on lui donne la forme de *rosettes*. Les rosettes sont des plaques de cuivre à-peu-près circulaires et très irrégulières que l'on obtient en jetant de l'eau sur le métal en fusion. Le refroidissement produit par le contact et l'évaporation de l'eau le solidifie en partie : on l'enlève, on le fait égoutter et on le plonge dans l'eau pour qu'il ne s'oxyde pas pendant le refroidissement.

Lorsque l'on traite des cuivres gris et qu'il reste de l'argent dans le cuivre qui en provient, on sépare principalement ces deux métaux par la *liquation* (V. *l'extraction de l'argent*).

IX^e^ ORDRE.

ZINCOÏDES.

Magnésium, zinc, cadmium.

Les zincoïdes sont caractérisés par un équi-oxyde et des composés correspondans. Ce composé est éminemment basique; uni aux acides, il forme des sels parfaitement définis, et cristallisant avec une grande facilité. Le zinc et le magnésium ont un bi-oxyde peu connu. Ces deux métaux existent dans la nature à l'état de carbonate isomorphe avec les carbonates ferrique, manganique et calcoïdiques; ils donnent naissance à des sulfates septem-hydratés qui, par là, se rapprochent du sulfate manganique, et se distinguent des calcoïdes qui forment des sulfates anhydres. Les zincoïdes ont, en outre, une grande tendance à produire des sels doubles ammoniques: ils forment donc la transition des sidéroïdes aux calcoïdes; comme ces derniers, ils sont leucolytes, à l'exception toutefois du cadmium, qui a un oxyde et un sulfure colorés. Il est convenable pourtant de faire remarquer ici que les analogies et les dissemblances qui viennent d'être signalées sont établies pour les conditions ordinaires d'existence de ces différens corps; à des températures plus ou moins élevées, sous une pression plus ou moins forte, les corps des trois ordres des sidéroïdes, des zincoïdes et des calcoïdes donneraient des réactions et des produits *semblables*.

Contrairement à ce que l'on observe chez les chloroïdes et les azotoïdes, la volatilité augmente avec l'équivalent du zincoïde; le magnésium est probablement fixe, le zinc est volatil et le cadmium l'est encore plus.

Les zincoïdes décomposent l'eau et sont attaqués par les composés hydriques dont ils déplacent généralement l'hydrogène.

MAGNÉSIUM.

Ma = 158,35.

Le magnésium, dont l'existence était admise depuis l'établissement de la théorie fondée par Lavoisier, n'a été isolé qu'en 1828 par M. Bussy, en suivant un procédé analogue à celui que M. Voehler avait mis en usage un an plus tôt pour isoler l'aluminium et le glucynium. Ce procédé consiste à chauffer ensemble le chlorure magnésique et le potassium en prenant les précautions indiquées page 20.

Le magnésium est une poudre blanche, susceptible de prendre un éclat métallique comparable à celui de l'argent par le frottement du brunissoir. Il est malléable et n'entre en

fusion qu'à la température rouge. On ne peut le conserver dans l'air humide ; mais il est probable que l'air sec est sans action sur lui à la température ordinaire : à une température élevée, il brûle dans l'air et se convertit en oxyde de magnésium. Il brûle également lorsqu'on le chauffe dans un courant de chlore ou dans de la vapeur de soufre. Il décompose l'eau à la température de l'ébullition. Les propriétés du magnésium sont au reste à peine connues ; on ne sait même pas quel est son poids spécifique.

ÉQUI-OXYDE MAGNÉSIQUE. — *Terre magnésienne*, *magnésie*, *magnésie calcinée*, *oxyde de magnésium*. — Ma O = 258,35. L'équi-oxyde de magnésium, que l'on nomme ordinairement magnésie calcinée, est une poudre blanche, insipide, inodore, fixe, infusible, dont le poids spécifique = 2,3. Selon le docteur Fyfe, l'eau dissout $\frac{1}{51142}$ de magnésie à la température de + 15°5, et $\frac{1}{1136,000}$ seulement à la température de l'ébullition. La magnésie, comme la chaux, est donc moins soluble à chaud qu'à froid. Mise en contact avec le sirop de violettes, elle le verdit ; elle produit le même effet sur le suc de chou rouge. Elle se dissout dans les sels hydriques et les transforme en sels magnésiques.

Lorsqu'on ajoute de l'hydrate potassique ou de l'hydrate sodique à un sel magnésique dissous par l'eau, on obtient un précipité blanc, insoluble dans un excès de ces agens, qui est un hydrate magnésique. Cet hydrate desséché à + 100°, retient un équivalent d'eau. On prépare la magnésie en chauffant le carbonate officinal dans un creuset à une température rouge : l'eau et l'acide carbonique qu'il renferme abandonnent le composé, et il ne reste rien autre chose que l'équi-oxyde magnésique. Ce composé n'a été suffisamment calciné qu'autant qu'il ne fait plus effervescence avec les sels hydriques. On doit le conserver dans un flacon bien bouché, parce qu'il absorbe l'humidité et l'acide carbonique atmosphériques.

La magnésie est employée en médecine. Elle sert pour saturer les acides de l'estomac, d'où son usage dans les *aigreurs* et le *pyrosis*. On en fait aussi usage dans les empoisonnemens par les sels hydriques. Elle est purgative à la dose de quelques grammes.

Lorsque l'on chauffe l'oxyde magnésique avec le soufre, ce dernier corps est volatilisé avant d'avoir agi sur l'oxyde.

ÉQUI-CHLORURE MAGNÉSIQUE. — *Chlorure de magnésium.* — Cl Ma = 601. Ce composé est blanc, nacré ou compacte. Il se dissout facilement dans l'eau; mais une fois dissous, il ne peut être amené à l'état anhydre par l'évaporation : si l'on concentre convenablement la liqueur qui le renferme, on l'obtient en cristaux contenant 6 équivalens d'eau ; si l'on pousse plus loin l'évaporation, l'eau réagit sur le chlorure : du gaz chlorhydrique se dégage, et il reste de l'oxyde de magnésium, Cl Ma + HO = Cl H + Ma O.

Pour obtenir le chlorure magnésique, on décompose le chlorure ammonico-magnésique par la chaleur. Ce chlorure pouvant être obtenu à l'état anhydre, le chlorure ammonique volatil se sépare du composé, et le chlorure magnésique fixe reste dans le vase. Cette opération peut être faite à une température voisine du rouge sombre. Afin d'éviter la préparation du chlorure ammonico-magnésique, on sature du chlorure hydrique dissous pour du carbonate de magnésie officinal, et l'on ajoute de ce dernier corps tant que l'on observe une effervescence due au dégagement du gaz carbonique. La liqueur est ensuite évaporée, et l'on y ajoute du chlorure ammonique en poudre : les deux sels se combinent; on pousse l'évaporation jusqu'à siccité, et l'on chauffe enfin de manière à chasser le chlorure ammonique comme il vient d'être dit.

Le *brômure magnésique* existe dans les eaux-mères des salines de la Méditerranée ; comme le chlorure magnésique, il ne peut être obtenu à l'état anhydre par l'évaporation; car il se décompose en brômure hydrique et en oxyde de magnésium (V. *Brômure calcique*).

HYDRATE MAGNÉSIQUE. — *Brucite*, min. En ajoutant de l'hydrate potassique à une dissolution magnésique, on obtient un précipité d'hydrate magnésique insoluble dans un excès d'hydrate. Ce composé existe dans la nature : c'est une masse blanche, nacrée, tendre, dont le poids spécifique = 2,336. Elle abandonne de l'eau par la chaleur et est infusible. Elle existe dans les serpentines de Hobokeu dans le New-Jersey, et de Swinaness, dans l'île d'Unst, une des Shetland.

ÉQUI-CARBONATE MAGNÉSIQUE. — *Carbonate de magnésie; magnésie carbonatée; spath perlé, magnésite et giobertite*, min. — CO_2, Ma O. Ce composé existe dans la nature. Il est incolore ou blanc, cristallisé ou clivable en rhomboèdre obtus de

107° 25'; son poids spécifique varie de 2,56 à 2,88; quelquefois il est en petits cristaux ou en masses fibreuses d'un aspect nacré, d'où le nom de spath perlé qui lui avait été donné.

Lorsque l'on tient en suspension dans l'eau du carbonate de magnésie officinal, qu'on le dissout par un courant de gaz carbonique, et qu'on abandonne la dissolution à elle-même, elle perd de l'acide carbonique, et donne des cristaux en prismes hexaèdres qui sont formés d'équi-carbonate magnésique contenant 3 équivalens d'eau. CO_3 Ma, 3HO. Ce carbonate abandonné à l'air sec perd 2 équivalens d'eau, selon M. Graham, et devient CO_3 Ma, HO ou CO_4 Ma H.

Les chimistes admettent généralement que la magnésie est à l'état de bi-carbonate, lorsqu'on la dissout par le gaz carbonique; mais M. Graham pense que cela pourrait ne point être, parce que l'eau dissout également le phosphate et le fluorure calciques, sous l'influence du gaz carbonique.

CARBONATE DE MAGNÉSIE OFFICINAL. — *Magnésie blanche; magnésie anglaise; magnesia alba.* — 3 CO_2, 4 Ma O, 4 HO. Ce composé est en masses blanches, poreuses, très peu denses. Lorsqu'on le chauffe à la température rouge, il perd tout l'acide carbonique et toute l'eau qu'il renferme, et se trouve réduit à l'état d'oxyde de magnésium. Il se dissout dans 2,493 parties d'eau à la température ordinaire et dans 9,000 parties d'eau bouillante. Il se dissout facilement dans les sels hydriques en donnant du gaz carbonique. On en fait un fréquent usage en médecine. Pour obtenir ce composé, il faut ajouter une dissolution de carbonate potassique à une dissolution bouillante de sulfate ou de chlorure magnésique; il se forme un précipité que l'on recueille, que l'on lave et que l'on dessèche dans des vases de bois rectangulaires fermés à une extrémité avec de la toile comme un tamis, ou dans des moules de plâtre, qui absorbent facilement l'humidité. On ne peut remplacer le carbonate potassique par le carbonate sodique, parce que ce dernier sel demeure en combinaison avec le carbonate magnésique qui se forme en cette circonstance.

CARBONATES DOUBLES MAGNÉSIQUES. — Les dissolutions magnésiques ne sont point précipitées immédiatement par les bicarbonates sodique et potassique, et par le sesqui-carbonate ammonique : il se forme des composés doubles, solubles dans les dissolutions qui leur donnent naissance; mais qui sont

détruits par une grande quantité d'eau et surtout par l'ébullition. Si les dissolutions magnésiques sont très concentrées comme peuvent l'être celles du chlorure et de l'azotate, les composés doubles peuvent cristalliser en quelques jours.

Les cristaux du carbonate magnésico-potassique peuvent être représentés par 1 équivalent de bi-carbonate potassique, 2 équivalens d'équi-carbonate magnésique et 9 équivalens d'eau, selon M. Berzélius, soit 2 (CO_2), KO; 2 (CO_2, Ma O), 9 HO.

Vers 150°, le sulfate magnésique abandonne 6 équivalens d'eau; le dernier équivalent résiste encore à + 200, selon M. Graham.

SULFATE MAGNÉSIQUE. — *Sel de Sedlitz; sel d'Epsom; sel d'Angleterre; sel cathartique amer; sel amer; sulfate de magnésie; epsomite*, min. — SO_3 Ma, 7 HO. Ce sel offre le même genre de dimorphisme que les sulfates nickélique et zincique. Au-dessous de la température + 15°, il cristallise en prismes, presque rectangulaires (de 90° 30'); de 25 à 30°, il prend une forme hémiprismatique; mais ces derniers cristaux chauffés à + 51°, deviennent opaques et leurs particules retournent à la première forme. Ces modifications ont lieu sans que le sel éprouve le moindre changement dans la proportion des élémens de l'eau qu'il renferme.

L'équilibre convenant à la forme hémiprismatique ne peut donc exister qu'entre les limites de température très resserrées; c'est-à-dire de + 15 à + 51°, soit 36° (Mitscherlich).

Le poids spécifique de ce sel = 1,66. Il ne s'effleurit point à l'air, et n'est point déliquescent lorsqu'il est bien pur. Sa saveur est très amère, et il possède des propriétés purgatives. Il peut être administré à la dose de 30 à 50 grammes. L'eau le dissout facilement; la solubilité de ce sel supposé anhydre est indiquée par une courbe dans la planche de la page 472.

Lorsque l'on mêle ensemble une dissolution de sulfate magnésique et une dissolution de sulfure barytique, il se fait un échange, et l'on obtient un précipité de sulfate barytique et une dissolution de sulfure magnésique.

Le sulfate magnésique existe dans les eaux de plusieurs sources, à Epsom, à Egra, à Sedlitz: de là les noms qu'on lui a donnés, car il suffit d'évaporer ces eaux pour l'obtenir sous forme de cristaux. Il existe encore dans l'eau de la mer et se retrouve en grande partie dans les eaux-mères des salines; mais

là, se trouvant en présence du sel marin, il peut se faire un échange mutuel de leurs principes : à la température ordinaire, le mélange est bien représenté par du chlorure sodique et du sulfate magnésique; à une température inférieure à 0°, le mélange est représenté par du sulfate sodique et par du chlorure magnésique, c'est au moins le premier de ces sels qui cristallise lorsque les liqueurs sont saturées.

En Italie, on prépare aussi du sulfate magnésique en grillant des schistes magnésifères et pyriteux, et les exposant ensuite à l'air : il se fait du sulfate de magnésie que l'on enlève par des lavages ; mais ce sel est impur : il contient du fer et du cuivre. M. Berzélius recommande pour séparer ces produits de griller le sel, presque jusqu'au point de décomposer le sulfate magnésique. Les sulfates ferrique et cuprique sont décomposés, il faut ensuite redissoudre le sel dans l'eau, filtrer la dissolution et l'évaporer pour la faire cristalliser.

On trouve dans la nature un carbonate double, magnésique et calcique, qui est aussi employé pour faire le sulfate de magnésie. Pour cela, on chauffe fortement ce carbonate : de l'acide carbonique se dégage, et il reste un mélange de 1 équivalent de chaux et de 1 équivalent de magnésie. La chaux précipitant la magnésie de ses dissolutions, si l'on ajoute à ce mélange 1 équivalent de chlorure hydrique dissous (acide muriatique), la chaux seule est dissoute, et la magnésie demeure intacte. On la sature par le sulfate hydrique, et l'on a ainsi du sulfate magnésique que l'on purifie par la filtration et la cristallisation. On emploie le chlorure hydrique pour épargner le sulfate hydrique ; mais quand celui-ci est à bas prix, on peut immédiatement en faire usage pour saturer le mélange de chaux et de magnésie : le sulfate calcaire peu soluble est éliminé par l'eau qui n'en peut dissoudre qu'une faible quantité, tandis qu'elle dissout tout le sulfate magnésique.

AZOTATE MAGNÉSIQUE. — *Nitrate ou azotate de magnésie.* — $AzO_6 Ma, Aq$. L'azotate magnésique est très déliquescent et très soluble dans l'eau : il existe dans les eaux-mères du salpêtre, où on le décompose par une lessive de cendre pour le convertir en azotate potassique.

Il est soluble dans 9 parties d'alcool à 0,84. Selon M. Graham, le sel anhydre peut s'unir à l'alcool également anhydre, et former ainsi un composé défini $= AzO_6 Ma, 9 Alc$. On peut

préparer ce sel en saturant l'azotate hydrique par le carbonate magnésique officinal, filtrant la liqueur et la faisant évaporer.

PHOSPHATES MAGNÉSIQUES. — Les os des mammifères, la chair musculaire, le sang, les graines des céréales contiennent du phosphate magnésique monobasique.

On trouve dans la nature un phosphate tri-magnésique $PO_8 3\,Ca$. Les minéralogistes l'ont nommé *Wagnérite*.

Lorsque l'on mêle une dissolution de sulfate magnésique avec une dissolution de phosphate sodique ordinaire, on obtient, après 24 heures, des cristaux limpides efflorescens à l'air, qui sont un phosphate tribasique, mais simplement bi-magnésique. Sa formule, selon M. Graham, est : $HO, 2\,MaO, PO_5 + 2\,HO + 12\,HO$.

Cette formule indique que les 15 équivalens d'eau qui entrent dans la constitution de ce sel ne se séparent pas dans les mêmes circonstances. Il est possible que ces 15 équivalens d'eau ne soient pas combinés de la même manière, c'est-à-dire qu'ils n'occupent pas tous des positions identiques dans la molécule; mais il est aussi très possible qu'ils soient tous combinés de la même manière et que, passant par de nouveaux états d'équilibre lorsque l'on change la température, il y en ait une partie qui se trouve éliminée; cependant il faut dire que les lois de la statique moléculaire indiquent que ces 15 équivalens ne sont pas combinés de la même manière; toutefois l'objection n'en subsiste pas moins pour d'autres sels.

PHOSPHATE MAGNÉSICO-AMMONIQUE. — *Phosphate ammoniaco-magnésien*; *phosphate fusible*, *sel microcosmique*.— Ce sel forme quelquefois à lui seul une espèce de calcul vésical, incombustible, mais fusible : de là le nom de calcul fusible qu'il a reçu. Il se dépose aussi quelquefois en petits cristaux aiguillés dans les urines en putréfaction. Vauquelin en a signalé la présence dans le sperme. On peut le préparer artificiellement en ajoutant de l'ammoniaque à une dissolution de sulfate magnésique et y mêlant ensuite du phosphate sodique. Après quelques instans on obtient un précipité cristallin. Si l'on agite le mélange avec une baguette de verre, le précipité se forme beaucoup plus rapidement, et l'on remarque que le dépôt se fait d'abord sur toutes les lignes qui ont été tracées par l'agitateur. Cette propriété est commune à la plupart des précipités légèrement solubles et cristallins : les molécules se forment et se déposent à l'endroit où le frottement de l'agitateur a déterminé des vibrations.

Lorsque l'on chauffe le phosphate ammonico-magnésique, il perd l'eau, l'ammoniaque qu'il renferme, et il ne reste plus

que du phosphate magnésique. Si l'opération est conduite lentement, après que toute l'eau est chassée, il arrive un moment où la masse devient incandescente par la perte d'une grande quantité de chaleur latente, et les molécules prennent un nouvel état d'équilibre.

Ce phosphate est peu soluble dans l'eau et insoluble dans une dissolution de phosphate sodique. Il est tribasique et contient 12 équivalens d'eau. $PO_8\,Ma_2\,\overline{A_2H_4}$, 12 HO.

BORATES MAGNÉSIQUES. — Il existe plusieurs borates magnésiques. Ils sont tous sans usage : l'un d'eux, la boracite, $4\,(BO_3)$, 3 MaO, existe dans la nature ; elle est en cubes hémiédriques, pyroélectriques : on la trouve dans des mines de gypse des environs de Ségebert et de Luneberg.

Une dissolution de sulfate magnésique ne précipite point à froid par le borate sodique ; mais par l'ébullition il se forme un précipité qui se redissout à froid et donne des cristaux prismatiques, brillans, très durs, contenant 8 équivalens d'eau et insolubles dans l'eau froide ou bouillante. Ce fait remarquable a été observé par M. Woehler.

Le borate sodique et le sulfate magnésique peuvent aussi, par l'évaporation spontanée, donner naissance à un borate sodico-magnésique.

SILICATES MAGNÉSIQUES. — Il existe dans la nature un grand nombre de silicates magnésiques simples ou unis à d'autres bases, tantôt du même ordre, tantôt de l'ordre des sesqui-oxydes : tels sont le talc, la stéatite, la serpentine, l'écume de mer, le diallage, le diopside, l'hypersthène, la trémolite, le péridot, l'idocrase, quelques grenats, etc. Toutes ces espèces sont décrites dans les divers traités de minéralogie qu'il faudra consulter pour apprendre à les connaître.

En général, la magnésie rend les silicates peu fusibles.

Caractères des dissolutions magnésiques.

Ces dissolutions sont incolores et amères ; elles ne précipitent ni par le sulfure hydrique, ni même par les sulfures métalloïdiques. Le zinc, le cyano-ferrure rouge potassique, le tannin sont sans action sur elles.

Par les *hydrates potassique et sodique*, elles donnent un précipité blanc d'hydrate magnésique, insoluble dans un excès de réactif.

L'*ammoniaque* précipite la moitié de la magnésie des composés neutres et forme un sel double avec le reste. Si la liqueur est acide, ou si l'on y a préalablement

uté un sel ammoniacal, il ne se fait qu'un sel à deux bases, soluble, et l'on n'ob-ve point de précipité.

Le *sesqui-carbonate ammonique* et les *carbonates hydro-sodique et hydro-po-assique* ne font point naître de précipité à froid ; *mais ils en donnent un par l'ébul-ion*.

Les *carbonates potassique et sodique* font naître immédiatement un précipité anc de *magnesia alba*, insoluble dans un excès de réactif.

L'*oxalate tri-hydrique* fait naître un précipité blanc d'oxalate magnésique dans composés magnésiques. Ce précipité est soluble dans les composés hydriques, ne représente par conséquent qu'une partie du magnésium contenu dans le com-sé soumis à l'action du réactif. En présence de l'ammoniaque, il se forme un mposé double, soluble, et la magnésie n'est point précipitée. La chaux, au con-aire, pouvant être précipitée complétement dans cette circonstance, on en profite ur la séparer de la magnésie.

Le *phosphate sodique* ne détermine point immédiatement de précipité dans les olutions magnésiques, à moins qu'elles ne soient très concentrées, encore le récipité ne se forme-t-il bien que par l'agitation avec une baguette de verre. En sant bouillir le mélange, ou en y ajoutant de l'ammoniaque ou du sesqui-car-nate ammoniacal, on obtient immédiatement un précipité. Dans ce dernier cas, précipité est du phosphate ammonico-magnésique, insoluble dans les sels ammo-iques.

Le *cyano-ferrure jaune potassique* fait naître lentement un précipité blanc qui, lon M. T. Rose, est formé de cyanure ferro-bi-potassique, combiné avec le cya-nure ferro-bi-magnésique.

Les sels magnésiques, chauffés au chalumeau sur un charbon et humectés avec l'azotate de cobalt, prennent une teinte *couleur de chair* lorsque l'on chauffe de nouveau.

ZINC.

$$Zn = 412{,}5 = 1 \text{ mol. phys.}$$

Les Grecs et les Romains connaissaient l'oxyde de zinc qu'ils nommaient *pompholix* ou *spodium*, selon sa plus ou moins grande pureté. M. Hœfer, dans son *Histoire de la Chimie*, fait remarquer un passage de Dioscoride qui porte à penser qu'ils ont même connu le zinc métallique. Paracelse est le premier chimiste qui l'ait indiqué sous le nom qu'il porte actuellement. Sous le règne de Louis XIV, il a été l'objet de recherches chimiques très étendues, qui sont demeurées manuscrites.

Le zinc n'existe point libre dans la nature : on l'y trouve principalement combiné à l'état de sulfure, de carbonate et de silicate.

Le zinc est un métal d'un blanc bleuâtre, à structure cristalline, d'un poids spécifique variant de 6,862 à 7,215, selon qu'il n'a été que fondu ou qu'il a été martelé. Il est cassant à la température ordinaire, mais beaucoup moins que le bismuth et

l'antimoine. Vers + 100°, il devient assez malléable pour être laminé et travaillé à-peu-près comme le fer-blanc. A + 205°, il redevient cassant et peut être pilé dans un mortier de fonte chauffé. C'est en opérant ainsi que les artificiers le pulvérisent pour le faire entrer dans la composition des feux blancs. Sa chaleur spécifique = 0,0927, selon Dulong et Petit. Lorsqu'on le chauffe, il entre en fusion à + 412° et prend feu à + 505°, selon Daniell. Il brûle alors avec une flamme blanche en produisant des flocons blancs d'oxyde de zinc. Chauffé fortement dans une cornue de porcelaine, il distille; il doit être recueilli dans l'eau pour éviter qu'il entre en combustion. C'est sur sa volatilité qu'est fondée son extraction et sa purification.

Le zinc n'est point altérable par l'air sec à la température ordinaire; mais il l'est par l'air humide : il se couvre peu-à-peu d'un enduit grisâtre que l'on pense être un sous-oxyde. A une température élevée, il décompose l'eau en déplaçant l'hydrogène qu'elle renferme; il décompose aussi l'acide carbonique : il s'oxyde et le réduit à l'état d'oxyde carbonique. Les composés hydriques l'attaquent avec une facilité extrême : de l'hydrogène se dégage et le zinc prend sa place; cependant, lorsque le zinc est pur, qu'il est récemment fondu, et que sa surface ne présente pas la moindre trace d'altération, il résiste à l'action du sulfate polyhydrique; mais si sa surface est le moins possible oxydée ou altérée d'une manière quelconque, l'action devient très rapide. Cette observation donne lieu de penser que le zinc ne résiste à l'action des agens chimiques que parce qu'il s'est constitué dans un état électrique tout particulier, soit le positif, et que cet état est changé par la couche d'oxyde qui le recouvre ou par le contact de quelque autre corps pouvant produire le même effet.

Lorsque l'on chauffe ensemble le zinc et le soufre, ce dernier est volatilisé sans qu'il y ait réaction; mais plusieurs phénomènes permettent de croire que, si l'on faisait passer de la vapeur du soufre sur du zinc en fusion, il y aurait une réaction violente qui donnerait naissance à un sulfure.

Le chlore sec n'agit que peu ou point sur le zinc à la température ordinaire; à une température élevée, il y a formation de chlorure.

Le zinc peut s'unir directement au phosphore et donner un phosphure volatil d'aspect métallique.

e zinc précipite la plupart des métaux de leurs dissolutions: sont le plomb, l'étain, le cuivre, le mercure, l'or, l'argent, latine, l'antimoine, le bismuth, le fer et le nickel. Quelque- dans ces réactions le zinc passe à l'état d'hydrate et préci- e l'hydrate des oxydes des métaux avec lesquels on l'a mis en sence: c'est ainsi qu'il se comporte dans les premiers temps sa réaction sur le bi-chlorure d'étain dissous.

OXYDURES ZINCIQUES.

On distingue trois oxydes de zinc : un sous-oxyde, un équi- yde et un bi-oxyde. Le second oxyde est le seul connu.

SOUS-OXYDE ZINCIQUE. — Cet oxyde est d'une couleur grise ; recouvre le zinc qui a été exposé à l'air humide. On l'obtient ssi en décomposant l'oxalate zincique par la chaleur. Lors- n'on le traite par les composés hydriques ordinaires, de l'hy- ogène se dégage, et il se produit un sel équi-zincique.

ÉQUI-OXYDE ZINCIQUE. — *Oxyde de zinc*, *oxyde zincique*, Berz. *ompholix*, *nihil album*, *lana philosophica*. ZnO = 512, 5 = molécule $\frac{1}{2}$. Ce composé est blanc, en filamens qui lui don- nt l'aspect floconneux. Il résiste à une température très éle- e sans se fondre ni se volatiliser. Lorsqu'on le chauffe, il de- ent jaune et reprend ensuite la couleur blanche en se refroi- ssant. Pendant tout le temps que dure cette transformation, répand une lueur phosphorescente bleuâtre. Ce change- ent de couleur et cette lumière indiquent que l'oxyde zincique bit une modification isomérique lorsqu'on élève la tempéra- re et qu'il revient à l'état primitif par le refroidissement. On épare cet oxyde en chauffant le zinc jusqu'au point de le vo- tiliser, et en l'exposant à un courant d'air : il brûle alors, et xyde est recueilli sous forme de flocons. Cette opération est cile à faire en projetant le zinc par petits morceaux dans un and creuset incliné et fortement chauffé : ce métal se volatilise, rûle, et l'oxyde se dépose sur les parois du creuset, où on le cueille. — L'oxyde de zinc est employé en médecine.

SUR-OXYDE ZINCIQUE. — Cet oxyde, découvert par M. le baron henard, a été obtenu en faisant macérer l'hydrate zincique ns le sur-oxyde hydrique. Il est peu connu et sans usage.

SULFURE ZINCIQUE. — *Zinc sulfuré*. *Sulfure de zinc*. *Blende*. nS = 612,5. Ce composé existe assez abondamment dans nature. Il a le plus souvent une structure cristalline la-

minaire ; il cristallise dans le système hémicubique et se clive en tétraèdre, en octaèdre et en dodécaèdre. — Il est jaune-brun, brun ou noir, et ne présente qu'un éclat métallique fort douteux. Il est quelquefois translucide. Son poids spécifique=4,16. Il est difficile à griller et les acides l'attaquent à peine. — La blende est aujourd'hui exploitée comme un riche minerai de zinc. Elle renferme souvent du proto-sulfure de fer et du sulfure de cadmium. — En faisant passer un courant de sulfure hydrique dans une dissolution d'acétate zincique, on obtient du sulfure zincique qui est blanc.

CHLORO-IODURES ZINCIQUES.

Le chlorure, le brômure et l'iodure zinciques sont difficilement cristallisables : ils ont l'aspect gras, sont très fusibles, volatils et déliquescens.

CHLORURE ZINCIQUE. CHLORURE DE ZINC. — *Beurre de zinc.* $ClZn$. Ce composé peut être obtenu à l'état anhydre en distillant un mélange d'un équivalent de bi-chlorure mercurique et d'un équivalent de zinc. Le mercure est déplacé par le zinc et le chlorure volatil se sublime. On l'obtient à meilleur marché en distillant un mélange de *proportions* égales de chlorure sodique et de sulfate zincique desséchés : il se produit du sulfate sodique fixe et du chlorure zincique volatil : $SO_4Zn + ClNa = SO_4Na + ClZn$. Le chlorure zincique s'unit à l'alcool, 2 équivalens contre 1 de ce dernier corps, selon M. Graham. Il jouit aussi de la propriété d'éthérifier l'alcool comme le sulfate hydrique concentré.

On peut obtenir du chlorure de zinc hydraté en dissolvant le zinc dans le chlorure hydrique aqueux et en évaporant la dissolution avec ménagement. Il prend le même degré d'hydratation que le chlorure hydrique. En faisant bouillir la dissolution avec du zinc métallique, on obtient après la filtration et le refroidissement un composé qui serait représenté par $Zn\,Cl$, $3\,Zn\,O$, $2\,HO$, selon M. Schindler.

IODURE ZINCIQUE. — *Iodure de zinc.* IZn. Cet iodure est moins connu que le chlorure : on le prépare en mettant en contact avec l'eau, de l'iode et de la grenaille de zinc en excès. Cet iodure a été indiqué pour préparer l'iodure de potassium par double décomposition au moyen de carbonate potassique.

OXYDES ZINCIQUES.

CARBONATE ZINCIQUE. — *Calamine*, *Smithsonite*, CO_2Zn. Ce composé existe dans la nature. Il a été anciennement confondu avec le silicate zincique, sous le nom de calamine. Il cristallise en rhomboèdre obtus de 107° 40'. Son poids spécifique varie de 3, 6 à 4,44. — La smithsonite existe dans les terrains cristallisés; mais elle s'élève jusque dans les terrains secondaires. Elle est un excellent minerai de zinc.

Jusqu'à ce jour, on n'a pu obtenir l'équi-carbonate zincique dans les laboratoires: lorsqu'on ajoute la dissolution d'un carbonate natroïdique à celle d'un sel zincique, il se forme un précipité basique hydraté ayant pour formule 2 (CO_2 Zn), 3 (HO_2 Zn). Un composé analogue à celui-ci existe dans la nature, les minéralogistes le nomment *zincosite*: $3\,CO_2$, $4\,Zn\,O$, $4\,HO$.

SULFATE ZINCIQUE. — *Vitriol blanc*, *couperose blanche*, *sulfate de zinc*. — $SO_3\,Zn$, 1, 2, 5 et 7 HO. Le sulfate de zinc cristallisé à la température ordinaire contient les élémens de 7 équivalens d'eau. Dans cet état, il est limpide et présente les mêmes formes et le même mode de dimorphisme que le sulfate de magnésie: son poids spécifique = 2. A + 100°, on en perd 6 équivalens d'eau; à une température plus élevée, il n'en retient plus et finit par se décomposer. L'alcool anhydre enlève 5 équivalens d'eau au sel. Le sulfate hydrique agit de même. Le sulfate de zinc cristallisant dans une dissolution bouillante d'alcool aqueux retient 5 équivalens d'eau. Le sulfate septemhydraté est soluble dans deux parties et demie d'eau à la température ordinaire.

Le sulfate zincique peut former des composés basiques à différens degrés de saturation.

Le *vitriol blanc* du commerce est du sulfate de zinc cristallisé, fondu dans son eau de cristallisation et coulé dans des formes à sucre. Ce sel est quelquefois basique. Le sulfate de zinc qui sert pour cela est préparé en grillant du sulfure zincique; aussi le sulfate est-il souvent impur. Dans les laboratoires, on obtient ce sel en dissolvant le zinc dans le sulfate hydrique dilué. Il s'en produit dans la préparation ordinaire de l'hydrogène.

Azotate zincique. — $Az\,O_6\,Zn$, 6 HO. Ce composé peut être obtenu en dissolvant le zinc dans l'azotate hydrique di-

lué, filtrant la liqueur et l'évaporant en consistance très épaisse. On obtient ainsi des cristaux rectangulaires, aplatis, déliquescens et solubles dans l'alcool. La chaleur en chasse d'abord l'eau; puis une partie de l'acide azotique, représenté par ses élémens, et donne ainsi naissance à un azotate basique; enfin elle peut le réduire entièrement à l'état d'oxyde.

CALAMINE.—*Silicate de zinc, zinc silicaté; zinc oxydé*, erreur min. — $Si\,O_6\,Zn_3 + Aq$. Substance minérale, d'un blanc grisâtre ou jaunâtre, cristallisant dans le système trihortaxique, et dont les trois axes sont entre eux : : 7 : 14 : 12. Son poids spécifique = 3,42. Cette substance possède à-peu-près la dureté de l'acier; elle est insoluble dans l'eau, mais attaquable par le chlorure hydrique, après avoir été réduite en poudre; elle donne une gelée due à la silice hydratée qui se sépare. Chauffée au feu de réduction du chalumeau, elle donne des vapeurs qui se condensent en flocons blancs.

On trouve cette substance dans les gîtes métallifères et à la base du groupe carbonifère; elle est exploitée comme minerai de zinc et pour faire le laiton.

Il existe dans la nature un aluminate de zinc dont les proportions ne sont pas déterminées avec précision : il est très dur, cristallise en octaèdres réguliers, et a un poids spécifique de 4,3 à 4,7. Les minéralogistes le nomment *gahnite*.

Extraction du zinc.

L'extraction du zinc repose sur la volatilité de ce métal. La calamine qui le fournit est grillée, puis chauffée au contact du charbon : le métal se réduit, entre en vapeur et va se condenser dans un récipient convenable.

Les vases dont on fait usage varient beaucoup dans leur forme. Tantôt ce sont de grands creusets dont le fond est percé et traversé par un tube vertical qui, par la partie supérieure, s'élève dans l'intérieur du creuset, et, par la partie inférieure, se rend au-dessous du fourneau où le zinc va se condenser. Le creuset est fermé par une tuile lutée qui oblige les vapeurs à passer par le tube, parce qu'elles ne trouvent point d'autre issue. Si ce n'est la difficulté de bien joindre le tube avec le creuset, cet appareil est excellent pour distiller un corps peu volatil, dont la vapeur est constamment chauffée jusqu'à sa sortie du fourneau. Tantôt ce sont des cornues à

rge et très court qui se rendent immédiatement dans des ens de forme à-peu-près semblable placés en dehors du eau, ou bien ce sont des cylindres de fer analogues à que l'on emploie dans la distillation des pyrites.

Caractères des dissolutions zinciques.

lissolutions zinciques sont incolores et inodores; leur saveur est piquante, ie et métallique.

ulfure hydrique y fait naître un précipité blanc de sulfure zincique, si la é est neutre; si le composé est fortement acide, il ne se produit point de lé. Dans tous les cas, le zinc n'est pas précipité complétement.

ulfures natroïdiques donnent un précipité blanc de sulfure zincique, et t précipiter complétement le métal.

arbonate potassique ou *sodique* fait naître un précipité blanc d'hydro-car- zincique, insoluble dans un excès de réactif.

i-carbonate potassique donne un précipité blanc avec dégagement de gaz que.

ydrates potassique et *sodique*, ainsi que l'*ammoniaque*, font naître des pré- blancs d'hydrate zincique soluble dans un excès de réactif.

equi-carbonate ammonique donne un précipité blanc soluble dans un excès ctif.

alate hydrique donne un précipité blanc d'oxalate zincique, soluble dans ifs et les composés hydriques ordinaires.

yanure ferro-bi-potassique donne un précipité blanc gélatineux de *cyanure i-zincique*.

yanure sous-ferro-tri-potassique donne un précipité orangé sale de cya- rro-tri-zincique, qui est le seul précipité coloré donné par le zinc.

annin et l'*infusion de noix de galle* sont sans action apparente.

composés de zinc chauffés au chalumeau donnent quelquefois un oxyde eux qui voltige dans l'air, et laissent au moins déposer sur le charbon une qui est jaune tant qu'elle est chaude, et qui devient blanche par le refroi- nt.

CADMIUM.

Cd = 596,77.

admium est rare dans la nature, et n'existe que dans les minerais de zinc. uverte est due à Stromeyer, qui la fit en 1817; ce métal ressemble beau- zinc. Il est d'un blanc bleuâtre; lorsqu'on le plie, il fait entendre un cri celui de l'étain; son poids spécifique varie de 8,604 à 8,6944, selon qu'il ndu ou martelé. Il est beaucoup plus fusible et plus volatil que le zinc. altère peu, il se dissout dans les sels hydriques ordinaires. Lorsqu'on le au contact de l'air, il brûle, et laisse déposer sur les corps environnans un jaune d'oxyde. Il forme un équi-oxyde, Cd O, dont la couleur varie du au brun, peut-être est-il dimorphe! Le poids spécifique de cet oxyde = . On l'obtient par la combustion de cadmium, ou en décomposant l'hydrate que par la chaleur. Il existe aussi un équi-sulfure cadmique Cd S. Ce sulfure a beau jaune foncé. On l'obtient facilement en faisant passer un courant de e hydrique dans une dissolution cadmique.

Le cadmium fournit des sels qui cristallisent quelquefois très bien, mais qui ont été peu étudiés. Le carbonate, le sulfate et l'azotate sont les plus importans.

CARBONATE CADMIQUE. — CO_3 Cd. Ce composé est blanc, pulvérulent, anhydre, destructible par la chaleur. On l'obtient en décomposant l'azotate ou le sulfate cadmique en dissolution dans l'eau, par le carbonate sodique également dissous.

SULFATE CADMIQUE. — SO_4 Cd, 4 HO. Ce sel cristallise facilement; il est efflorescent dans l'air sec, et soluble dans l'eau. On le prépare en dissolvant du cadmium dans du sulfate hydrique dilué, jusqu'à refus, et en évaporant la liqueur pour la faire cristalliser. On peut le déshydrater par la chaleur sans qu'il entre en fusion.

Azotate cadmique, Az O_6 Cd. Ce sel est incolore, cristallisable et déliquescent. On l'obtient en dissolvant le cadmium dans l'azotate hydrique.

Extraction du cadmium.

On extrait le cadmium du premier produit que l'on obtient dans l'extraction du zinc, au moyen de la distillation. Le cadmium étant plus volatil que le zinc, il en résulte que ce premier produit est beaucoup plus riche en cadmium que les suivans:

Le produit, ainsi obtenu, est dissous dans le sulfate hydrique dilué, puis étendu d'eau, et le métal est précipité par le sulfure hydrique, qui ne précipite le zinc qu'autant que la liqueur est neutre, et cette liqueur fût-elle neutre, le cadmium étant séparé le premier, elle devient bientôt acide, et le zinc demeure dissous. Le sulfure cadmique, ainsi obtenu, est dissous dans le chlorure hydrique concentré; la liqueur est évaporée, et le résidu est repris par l'eau; alors on précipite le cadmium à l'état de carbonate par un excès de sesqui-carbonate ammonique qui dissout le zinc et le cuivre s'il y en a. Le carbonate est ensuite calciné, et l'oxyde, provenant de cette calcination est mêlé à du charbon, et distillé dans une cornue.

On pourrait, au lieu de sulfure hydrique, employer le zinc qui précipite le cadmium à l'état métallique, et ne peut précipiter le zinc.

Caractères des solutions cadmiques.

Les dissolutions cadmiques sont incolores, leur saveur est métallique.

Le *sulfure hydrique* et les *sulfures notroïdriques* y font naître un précipité jaune de sulfure cadmique.

Les *carbonates potassique* ou *sodique* et le *sesqui-carbonate ammonique* y font naître un précipité blanc de carbonate, *insoluble dans un excès de réactif.*

L'*hydrate potassique* donne un précipité blanc d'hydrate cadmique, insoluble dans un excès de réactif.

L'*ammoniaque* fait naître le même précipité et peut le redissoudre.

L'*oxalate trihydrique* fait naître un précipité blanc d'oxalate cadmique soluble dans l'*ammonique.*

Les *cyano-ferrures* se comportent sensiblement avec les dissolutions cadmiques, comme avec les dissolutions zinciques.

Le *zinc* précipite le cadmium en lamelles grises brillantes.

Le *tannin* et le *chrômate potassique* n'y font point naître de trouble.

Les composés de cadmium, chauffés au chalumeau, abandonnent un enduit qui forme une auréole jaunâtre sur le charbon.

X^e ORDRE.

CALCOÏDES.

Calcium, strontium, baryum, plomb.

A l'exception du plomb, les métaux calcoïdiques n'ont encore été isolés qu'en très petite quantité et au moyen de la pile électro-dynamique. Ils sont blancs, absorbent rapidement l'oxygène de l'air, et décomposent l'eau à la température ordinaire. Ils forment tous un équi-oxyde et un bi-oxyde. Le premier de ces oxydes est basique et forme des sels cristallisables parfaitement définis. Les carbonates de cette série sont anhydres et dimorphes; ils cristallisent dans le système ditri-axique et dans le système trihortaxique; au moins la première de ces formes existe-t-elle pour le carbonate oblique, et doit-elle espérer qu'on l'observera pour les autres composés qui cristallisent tous dans le deuxième système. Les sulfates calcoïdiques sont peu solubles ou insolubles dans l'eau. Leur solubilité décroît dans l'ordre adopté pour la série, et à mesure que leur équivalent augmente. Ils cristallisent tous dans le *système trihortaxique*; mais les axes des cristaux n'ont pas les mêmes rapports que ceux des carbonates. Le sulfate calcique existe anhydre et hydraté, tous les autres sont anhydres.

Les équi-oxydes calcoïdiques, à l'exception du plombique sont notablement solubles dans l'eau, et font partie du groupe des alcalis. Si l'équi-oxyde de plomb ne possède pas l'alcalinité, il le doit évidemment à son peu de solubilité; l'acétate tri-plombique, qui est très soluble, a une réaction alcaline. La solubilité des oxydes va en augmentant du calcium au baryum, et elle est presque nulle pour le plomb.

Les calcoïdes sont limités par leur sulfate anhydre; mais ils se rattachent de la manière la plus intime au fer, au manganèse, au zinc et au magnésium par le carbonate calcique. Le calcium forme donc la transition entre les groupes des sidéroïdes, des zincoïdes et des calcoïdes.

Le calcium, le magnésium, le zinc, le fer et le manganèse sont souvent remplacés les uns par les autres dans les silicates naturels, tels que les grenats, les pyroxènes, les amphiboles. Cette circonstance prouve que ces métaux sont parfaitement isodynamiques.

Les affinités naturelles du calcium peuvent être indiquées de cette manière :

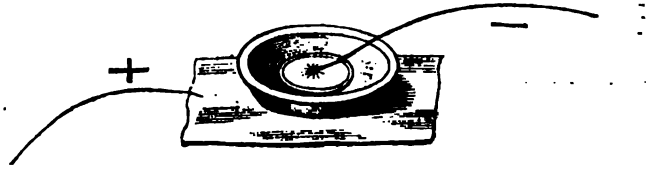
Cadmium.
Zinc.
Magnésium.

Fer. Manganèse. Chrôme. *Calcium.* Strontium. Baryum. Plomb.

CALCIUM.

Ca = 250 ; Erdmann et Marchand.

Le calcium, dont l'existence avait été indiquée d'une manière générale par Lavoisier, a été isolé en 1808 par H. Davy. Ce savant obtint ce métal en décomposant la chaux par la pile hydro-électrique. Pour faire cette opération, il faut faire une pâte très épaisse avec de l'hydrate calcique et de l'eau, donner à cette pâte une forme de coupelle, la placer sur une lame de platine ou de cuivre, y introduire un globule de mercure ; enfin, faire communiquer le pôle positif d'une pile hydro-électrique de 100 paires, avec la lame métallique, et le pôle négatif avec le globule de mercure.



L'eau et la chaux sont décomposées : l'oxygène de ces deux corps se rend au pôle positif; l'hydrogène et le calcium se rendent au pôle négatif : ce métal s'amalgame avec le mercure. Une fois cet amalgame obtenu, on l'introduit rapidement dans un petit tube fermé et plié en forme de cornue contenant d'avance une petite quantité de naphte, juste ce qu'il faut pour que la vapeur de ce liquide, non oxygéné, expulse l'air du tube. Par la distillation, on enlève le naphte et le mercure, et le calcium reste dans la petite cornue. On a fait peu d'expériences avec le calcium ; Davy dit seulement qu'il est plus brillant que le baryum et le strontium. Lorsqu'on le chauffe, il brûle et donne de la chaux vive.

ÉQUI-OXYDE CALCIQUE. — *Protoxyde de calcium*, *oxyde de calcium*, *chaux*, *chaux vive*. — Ca O. Ce composé est connu de tout le monde. Il est blanc, compacte, amorphe, infusible et fixe. Son poids spécifique est de 2,3 environ. Il attire rapidement l'humidité et l'acide carbonique de l'air, avec lesquels il se combine en se *délitant*, c'est-à dire en tombant en poussière.

Lorsque l'on met la chaux en présence de l'eau, on entend

n sifflement, la température s'élève, l'eau se réduit en vapeur, et il se forme un hydrate qui tombe en poudre. Si la haux est en quantité très considérable, la température peut élever assez pour incendier du bois; si c'est l'eau qui domine, se fait une espèce de bouillie que l'on prépare ordinairement our faire le mortier.

La chaux est peu soluble dans l'eau; sa solubilité a été déterminée par Dalton.

A 0°	l'eau dissout	1/635	de chaux.
A + 15°6	—	1/770	—
A + 54°4	—	1/970	—
A + 100°	—	1/1270	—

Il résulte de ceci que la chaux est plus soluble à une basse empérature qu'au point de l'ébullition de l'eau; aussi, une lissolution de chaux, saturée à la température ordinaire, abandonne-t-elle un dépôt capillaire de cristaux de chaux probablement hydratée.

En évaporant une dissolution d'hydrate calcique dans l'eau, on obtient cet hydrate cristallisé en prismes hexaèdres réguliers et clivables parallèlement à leurs bases. Ces cristaux sont représentés par Ca O, HO, selon M. Gay-Lussac.

La dissolution aqueuse de chaux porte le nom d'*eau de chaux*. Cette liqueur est limpide; mais, lorsqu'on l'expose à l'air, elle en absorbe rapidement l'acide carbonique, et se couvre d'une couche fragile de carbonate calcique.

Pour préparer l'eau de chaux, on introduit de l'hydrate calcique (chaux délitée par l'eau) dans un flacon que l'on remplit d'eau et que l'on bouche. On agite le mélange pour faciliter la dissolution. L'eau de chaux s'éclaircit par le repos; ainsi préparée elle contient toujours un peu d'hydrate potassique; pour la priver de cet hydrate on la jette et on la remplace par de nouvelle eau : l'hydrate potassique très soluble, est enlevé presque en entier; l'hydrate calcique moins soluble reste en assez grande quantité pour saturer l'eau.

L'hydrate potassique provient de carbonate potassique contenu naturellement dans le carbonate calcique et des cendres du bois quand on l'emploie comme combustible pour calciner ce carbonate.

L'oxyde calcique n'est décomposé ni par le charbon, ni par l'hydrogène à une température élevée. Lorsqu'on le chauffe

dans un courant de vapeur de soufre ou de phosphore, il est attaqué, et donne un sulfure ou un phosphure (V. *plus bas*).

On prépare la chaux en chauffant le carbonate calcique : le gaz carbonique se dégage et la chaux reste. Cette opération peut être faite dans des fours intermittens, ce sont les plus ordinaires, ou dans des fours continus, dont on n'a fait usage que depuis peu d'années.

Les fours intermittens sont des trous coniques que l'on chauffe par la partie inférieure à laquelle on parvient par un escalier. Les fours continus sont des espèces de tours que l'on charge par la partie supérieure, et que l'on décharge par la base à mesure que la chaux est cuite. Quelquefois on fait la chaux en tas en la mêlant avec du combustible et en la protégeant par une espèce de mur à jours construit avec du grès ou des briques.

Pour bien priver le carbonate calcique d'acide carbonique, il faut faire passer un courant d'air ou de vapeur aqueuse dans les intervalles laissés par ses fragmens, afin de chasser les dernières traces d'acide carbonique; sans cette précaution, cet acide se recombinerait avec la chaux pendant le refroidissement du four. Cela fait que l'on ne peut obtenir de chaux bien privée d'acide carbonique en opérant dans un creuset et encore moins dans une cornue.

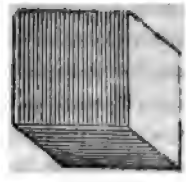
BI-OXYDE CALCIQUE. — Cet oxyde est peu stable et à peine connu ; on l'obtient en versant lentement de l'eau de chaux dans du bi-oxyde hydrique : il se précipite sous forme de petites paillettes.

ÉQUI-SULFURE CALCIQUE. — *Phosphore de Canton.* — S Ca. Ce composé est solide d'un blanc rosé ; il est peu soluble dans l'eau, et donne l'odeur du sulfure hydrique lorsqu'on l'applique sur la langue. Il est lumineux dans l'obscurité lorsqu'il est en contact avec l'air. On peut l'obtenir en chauffant le sulfate calcique dans un creuset brasqué si l'on veut l'obtenir solide, ou dans de la poudre de charbon si l'on veut le dissoudre après dans l'eau : l'excès de charbon pouvant ainsi en être facilement séparé, $SO_4\,Ca + 4\,C = S\,Ca + 4\,CO$. Ce sulfure existe dans quelques eaux minérales, telles que celles d'Enghien ; il est produit par la réduction du sulfate calcique en présence de matières organiques.

POLY-SULFURE CALCIQUE. — *Sulfure de chaux.* Selon

M. Herschel lorsque pendant quelques instans ont fait bouillir dans l'eau un mélange de soufre sublimé et d'hydrate calcique, il se produit un bi-sulfure calcique hydraté que l'on peut obtenir cristallisé en filtrant la liqueur et la laissant refroidir. Ce sulfure contient 0,3389 d'eau, et correspond à la formule S_2 Ca, 3 HO. Si l'on prolonge l'ébullition, il se forme un quinti-sulfure beaucoup plus soluble dans l'eau que le précédent et qui la colore en jaune. En même temps que ces produits, il se fait de l'hypo-sulfite calcique. Le quinti-sulfure calcique absorbe facilement l'oxygène de l'air, et a été employé comme agent eudiométrique. On en fait usage dans quelques usines pour le blanchîment des toiles; il remplace la potasse.

FLUORURE CALCIQUE. — *Fluorure de calcium*, *spath fluor*, *fluorite*, min.— Fl Ca. Ce composé existe naturellement; il sert pour faire tous les produits connus du fluor, et on ne le prépare jamais dans les laboratoires. Sa forme dominante est le cube. Il est clivable en tétraèdres, en octaèdres, en rhomboèdres provenant de la jonction de ces deux solides et même en dodécaèdre rhomboïdal. Il est rarement incolore et limpide, mais il est verdâtre; ses couleurs les plus communes sont le jaune de miel et le violet; quelquefois ces deux couleurs sont réunies par zones ondulées et font un assez bel effet quand il est poli. Son poids spécifique = 3,1 environ. Il raie le calcaire et est rayé par l'acier trempé. Lorsqu'on le chauffe il devient phosphorescent; à une température élevée, il entre en fusion, et donne une masse opaque par le refroidissement. Réduit en poudre, mêlé avec du sulfate hydrique concentré, et chauffé au bain de sable dans un creuset de platine, il donne du fluorure hydrique qui attaque le verre. Si l'on ajoute du sable siliceux ou du verre à ce mélange, il donne du *fluorure silicique;* avec l'acide borique anhydre, le même mélange donne du *fluorure borique*, tous deux faciles à reconnaître.



La fluorine est souvent associée à la barytine, à la pyrite et au quarz sublaiteux; elle accompagne souvent la galène, principalement dans les terrains cristallisés.

CHLORURE CALCIQUE. — *Chlorure de calcium*, *phosphore de Homberg*, *muriate calcaire* ou *muriate de chaux*, *hydro-chlorate*

de chaux. — Ca Cl et CaCl, 6 HO. Composé solide, blanc, translucide, à cassure fibreuse, éminemment hygroscopique et très soluble dans l'eau, qui peut en prendre environ 4 fois son poids à + 15°. Il peut retarder l'ébullition de ce liquide jusqu'à 179°5; alors elle en contient 3, p. 25. Lorsqu'il est en dissolution très concentrée, il donne des cristaux en prismes hexaèdres, qui contiennent six équivalens d'eau. Ces cristaux fondent par la chaleur, perdent de l'eau, et le sel entre en fusion à son tour.

Pour préparer le chlorure calcique, on dissout du carbonate calcique dans du chlorure hydrique étendu avec de l'eau, tant qu'il se fait une effervescence. Comme ces produits contiennent toujours du fer, on l'élimine en ajoutant un peu d'hypochlorite calcique ordinaire; le fer passe au maximum de combinaison et peut être précipité par un excès de craie. La liqueur est décantée, filtrée et évaporée jusqu'au point d'être coulée et de devenir solide par le refroidissement.

Dans la préparation de sesqui-carbonate ammoniaque, on obtient du chlorure calcique, spongieux, qui est presque toujours d'une couleur grise et qui est propre à dessécher les gaz.

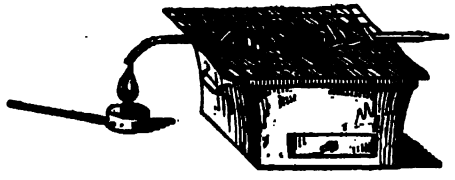
Le chlorure calcique existe en dissolution dans l'eau de la mer et de quelques fontaines salées; il est employé, comme il vient d'être dit, pour dessécher les gaz et pour préparer l'alcool anhydre. Il ne peut être employé pour le gaz ammoniac parce qu'il l'absorbe. On s'en sert encore pour préparer les chlorures strontique et barytique par voie de fusion.

BRÔMURE CALCIQUE. — *Brômure de calcium.* — Br Ca. Ce composé a beaucoup d'analogie avec le précédent. On le prépare en décomposant par la chaux le brômure magnésique des eaux-mères des salines. Il a l'avantage de pouvoir être desséché et même fondu sans se décomposer, propriété dont ne jouit point le brômure magnésique.

Le brômure calcique peut être employé pour la préparation du brôme.

PHOSPHURE CALCIQUE. — *Phosphure de calcium.* Ce composé est amorphe et d'une couleur brune; lorsqu'on le met en présence de l'eau, il se transforme au moyen des élémens de celle-ci, en hydrogène phosphoré liquide, PH_2, inflammable spontanément, qui se dégage, et en hypophosphite calcique, qui demeure dissous. On obtient ce composé en faisant passer un courant de

apeur de phosphore sur des fragmens de chaux vive chauffée u rouge sombre. L'expérience peut être faite facilement dans n tube scellé à une extrémité et courbé comme une cornue; n y introduit d'abord du phosphore, puis un fragment de ube de verre, puis la chaux.



En même temps que le phosphure, il se forme du phosphate alcique. Selon M. Paul Thenard, la réaction aurait lieu ntre 14 équivalens de chaux et 7 équivalens de phosphore, qui donneraient :

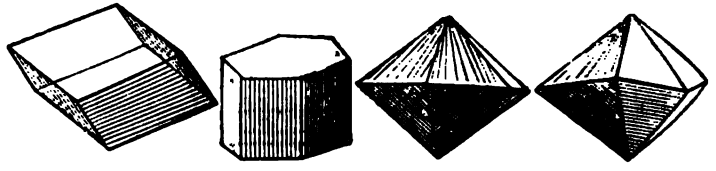
$$14\ Ca\,O + 7\ P = 2\ (PO_6\ Ca, Ca\,O) + 5\ P\,Ca_2.$$

HYDRATE CALCIQUE. — *Hydrate de chaux.* — $Ca\,O, HO = Ca\,O_2\,H$. La chaux et l'eau s'unissent avec énergie, et donnent naissance à un composé qui résiste à une température bien supérieure à celle de l'ébullition de l'eau sans se détruire. M. Berzélius admet que cet hydrate est formé dans les proportions de 1 équivalent de chaux et 1 équivalent d'eau. Cela ne peut être que quand on a employé un excès d'eau pour le préparer, et qu'on l'a chauffé à une température un peu supérieure à + 100°; sans cette précaution l'hydrate pourrait paraître parfaitement sec et contenir plus d'eau qu'il n'en faut pour représenter un équivalent. La chaux cristallisée, le lait de chaux et l'eau de chaux se rapportent à cet article (V. *Oxyde calcique*).

CARBONATE CALCIQUE. — *Carbonate de chaux, chaux carbonatée.* — CO_2, $Ca\,O = CO_3\,Ca$. Le carbonate calcique présente un dimorphisme très remarquable et qui a été constaté le premier. Il forme ainsi deux espèces : le *calcaire* et l'*arragonite*; ces deux composés sont anhydres. Ils sont tous deux détruits par la chaleur, et la plupart des composés hydriques qui mettent de l'acide carbonique en liberté. Ils existent aussi tous deux dans la nature : le premier y est très abondant, et le second y est assez rare.

Calcaire. — *Spath calcaire.* — Cette espèce est clivable ou

rhomboèdre obtus de 105°5'. Elle se présente aussi sous cette forme; mais elle affecte une foule de modifications qui ont été décrites par Haüy; ces modifications sont d'autres rhomboèdres plus aigus ou plus obtus, les prismes hexaèdres direct et inverse, le dodécaèdre isocèle, plusieurs dodécaèdres scalènes et les combinaisons de toutes ces formes.



Le calcaire possède un seul axe de double réfraction, comme sa forme l'indique; et présente ce phénomène d'une manière très évidente; son poids spécifique varie de 2,700 à 2,723.

Sa chaleur spécifique a été déterminée par plusieurs expérimentateurs qui ont obtenu les résultats suivans :

0,2068 Baudrimont, par la méthode du refroidissement.
0,2046 Newmann, moyenne donnée par diverses méthodes.
0,2085 Regnault, par la méthode des mélanges.

Le calcaire est beaucoup plus dur que le gypse; mais il l'est moins que l'arragonite. Certaines de ses variétés peuvent recevoir un assez beau poli. Indépendamment des variétés de formes, il présente une multitude d'autres variétes de couleur et de texture amorphe, si l'on peut s'exprimer ainsi. Il varie aussi selon qu'il est cristallisé ou accompagné de tels ou tels autres fossiles. Quelquefois il forme des masses compactes produites par des polypiers. Pendant long-temps on a ignoré l'origine et la véritable nature de la craie qui est du carbonate calcique. M. Ehrenberg a démontré qu'elle était produite par des myriades de petits animaux microscopiques appartenant aux polytholamiers; il a même pu en distinguer soixante-et-onze espèces différentes.

Des géologues n'ayant pu se rendre compte de l'origine des énormes masses de calcaire qui couvrent le globe se sont demandés si le calcium était bien un élément chimique, et s'il ne se serait point formé sous l'influence de la vie. Les observations de M. Ehrenberg, des expériences du docteur Prout sur

la production de la chaux pendant l'incubation des œufs, permettent encore de faire cette question ; car les terrains primitifs que nous connaissons ne présentent nulle part des masses de calcaire cristallisé assez puissantes pour expliquer l'origine du calcaire que l'on rencontre en si grande abondance dans les terrains stratifiés.

Le calcaire est détruit par la chaleur, et se sépare en chaux et en gaz carbonique. Lorsqu'on le chauffe fortement dans des vases clos, et pouvant résister à une forte pression, il entre en fusion sans se décomposer et présente une cristallisation confuse après le refroidissement. Des marbres naturels paraissent avoir été produits par un procédé analogue. On a cherché à les imiter sur une grande échelle ; mais on n'a pu réussir par la difficulté que l'on éprouve de faire de grands vases qui résistent à une forte pression et à une température élevée.

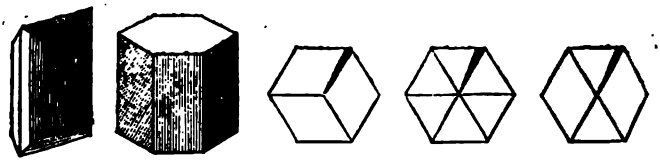
Les diverses variétés de marbres, cristallisés ou compactes, avec brèche roulée ou non roulée, avec ou sans fossiles, appartiennent au calcaire. Les pierres à lithographier, la plupart des pierres à bâtir, les pierres à chaux, sont encore dans le même cas.

Le carbonate calcique est insoluble dans l'eau pure ; il se dissout dans l'eau chargée d'acide carbonique. Il existe ainsi dissous dans les eaux de plusieurs fontaines. Il leur communique la propriété d'incruster les objets sur lesquels on la fait tomber en pluie. Cela est dû au gaz carbonique qui se dégage et qui abandonne le calcaire qui redevient insoluble. La fontaine de France la plus remarquable sous ce point de vue est celle de Saint-Alyre à Clermont-Ferrand. Des terrains sont ainsi formés journellement, on les nomme *travertins* ; il en existe de remarquables dans les environs de Rome.

Le carbonate calcaire est principalement employé pour les constructions et pour faire la chaux. Dans les laboratoires, on en fait usage pour préparer les différens composés calcaires et généralement pour saturer les acides, il est aussi employé dans la préparation du tartrate et du citrate hydriques.

Arragonite. — Carbonate de chaux. Chaux carbonatée prismatique. Calcaire dur. Cette espèce minérale diffère de la précédente par l'ensemble de ses propriétés physiques. A cela près, ces deux espèces ont exactement la même composi-

tion chimique. Toutefois il faut dire que l'on a presque constamment rencontré de la strontiane dans l'arragonite. Cette substance a pour forme élémentaire un prisme droit à bases rhomboïdales de 116° 5', que l'on rencontre rarement isolé; souvent ses cristaux sont bacillaires ou réunis de manière à former un prisme hexaèdre présentant un angle rentrant, cela tient à ce que les angles des prismes élémentaires qui les forment ne peuvent être contenus un nombre entier de fois dans huit angles droits qui représentent la valeur totale des angles d'un prisme hexaèdre.



Le poids spécifique de l'arragonite est de 2,927 à 2,946. Elle raie le calcaire. Lorsqu'on la chauffe vers 400, elle se délite et tombe en poussière (V. t. 1, p. 35). Sa caloricité spécifique varie entre 0,2062 et 0,2085. Elle est beaucoup moins répandue que le calcaire, et n'est employée à aucun usage.

SULFATE CALCIQUE.—*Sulfate de chaux, chaux sulfatée.* On en trouve deux espèces dans la nature : une, qui est anhydre, a reçu le nom de *karsténite;* l'autre, qui est hydratée, porte les différens noms de *sélénite* ou de gypse et de *miroir d'âne* ou de *pierre à Jésus*, lorsqu'elle présente une structure laminaire.

Karsténite. — *Anhydrite, chaux sulfatée anhydre.* — SO_4 Ca. La karsténite a généralement une structure cristalline plus ou moins saccharoïde; quelquefois elle présente un clivage assez net qui conduit à un prisme rectangulaire droit. Elle a plus d'éclat que le marbre, sa couleur varie du blanc grisâtre au blanc bleuâtre; elle raie le calcaire et est rayée par la fluorite; son poids spécifique varie de 2.15 à 2,9.

Cette substance est quelquefois taillée comme le marbre et pour le même usage. Elle se trouve dans les terrains de transition. Il en existe de très belle à Vulpino dans les environs de Milan.

Gypse. — SO_4 Ca, 2 HO. Le gypse existe assez abondam-

nt dans la nature; tantôt il est en cristaux, présentant trois ages principaux, dont un est fort net et permet de le tager en lames très minces; tantôt il est plus ou moins sac-aroïde ou compacte. Il cristallise en prismes obliques rec-gulaires, inclinés de 113°. Son poids spécifique est de 2,33. est si tendre qu'on peut l'entamer avec l'ongle. La variété nche, saccharoïde, à grains fins, est l'albâtre, que l'on taille ilement avec un couteau. On en fait des statuettes, des pen-les, des vases, des corbeilles, etc.

Lorsque l'on chauffe le gypse, il perd l'eau qu'il contient rs + 100°; quand il n'a point été trop chauffé, on l'obtient us forme d'une masse poreuse, très avide d'eau et qui s'y it en la solidifiant. Le gypse, ainsi calciné, est le *plâtre*, et n action sur l'eau explique l'usage que l'on en fait pour les nstructions. Le peu de temps que le plâtre exige pour se soli-fier fait qu'il est employé avec avantage lorsque l'on veut con-ruire avec rapidité. Il offre aussi un bien grand avantage dans construction des plafonds. Lorsque le plâtre est en poudre très ne et qu'on l'a gâché avec de l'eau, il prend l'empreinte des ets les plus fins, il sert alors pour faire des moules, des cli-és, etc. Par contre, lorsqu'on le coule dans un moule creux, se moule en relief et peut prendre toutes les formes imagina-les. On peut couler le plâtre dans un moule de même matière, ais pour que le moule n'adhère point l'objet moulé, on l'im-règne avec une huile siccative. Le plâtre sert aussi pour ouler la porcelaine. Daus ce cas, il agit, non-seulement mme donnant une forme, mais aussi comme absorbant : il ermit la pâte en s'imbibant de l'eau qu'elle contient. A ce re, on l'emploie aussi dans plusieurs arts, tels que la fécule-e, pour faire des vases absorbans, qui servent pour dessécher. emploie encore le plâtre pour faire des diaphragmes de s hydro-électriques, etc.

Le plâtre en poudre fine, mêlé avec de la poudre grossière marbre saccharoïde, et gâché avec de l'eau chargée de géla-e, forme le *stuc*, qui imite le marbre.

On a trouvé dans ces derniers temps que le plâtre gâché ec une dissolution d'alun acquérait une grande dureté. Une solution de silicate de potasse peut aussi être employée ns la même intention.

Quand on gâche le plâtre avec de l'eau de savon, on le

rend plus doux et moins pulvérulent quand on le taille; c'est ainsi qu'on le prépare pour *couper le trait*.

Le plâtre des environs de Paris est un des meilleurs qui existent; il paraît devoir sa supériorité à la présence d'environ un dixième de carbonate calcique.

Lorsque le gypse a été trop fortement chauffé, il ne s'unit plus à l'eau que très lentement, ou après avoir été dissous, et il est impropre à faire du plâtre.

La karsténite, sur laquelle l'eau ne réagit qu'avec une lenteur extrême, lors même qu'elle a été réduite en poudre, a sans doute été produite à une température élevée; le gisement de cette substance indique même quelquefois ce fait d'une manière indubitable. Le gypse, au contraire, a toujours dû être produit par voie humide. Le plâtre et la karsténite offraient donc des corps isomériques.

Le sulfate calcique est soluble dans l'eau, qui peut en prendre 1/461e de son poids, à froid comme à chaud. Les eaux qui en sont saturées, comme celles des puits de Paris, ont une saveur huileuse, désagréable et ne sont point potables; elles sont même impropres à la cuisson des alimens et au savonnage, parce que dans cette dernière circonstance elles décomposent le savon et donnent naissance à des sels gras calcaires, insolubles, qui se déposent sur les tissus et les salissent.

La dissolution du sulfate calcique est employée comme réactif pour distinguer la chaux de la stontiane : elle précipite cette dernière, et ne peut évidemment précipiter la première.

Le sulfate calcique est insoluble dans l'alcool.

On connaît un *sulfate natricalcique* $\left\{\begin{matrix}SO_4Ca\\SO_4Na\end{matrix}\right\}$ que les minéralogistes nomment *glaubérite*.

SULFITE CALCIQUE. — *Sulfite de chaux.* $SO_3Ca = SO_{22}Ca$. Ce composé est sous forme d'une poudre blanche qui ne se dissout que dans 800 parties d'eau. L'acide sulfureux le rend plus soluble, et l'on peut l'obtenir en cristaux prismatiques à 6 pans par le refroidissement de sa dissolution bouillante. Chauffé fortement, il se transforme en sulfate et en sulfure calciques : $4\,SO_3\,Ca = 3\,SO_4\,Ca + S\,Ca$. Il absorbe l'oxygène de l'air et se transforme en sulfate. Il s'oppose à la fermentation alcoolique, et on en fait usage pour *mûter* les sirops de raisin.

On peut préparer le sulfite calcique en faisant passer

de gaz sulfureux dans un lait de chaux. Si on l'em-
en grande quantité, on pourrait le préparer comme
ılorite calcique, en substituant l'acide sulfureux au

:HLORITE CALCIQUE. — *Hypochlorite de chaux, chlorure*
c. $ClO_2Ca = ClO, CaO$. Composé blanc, amorphe,
, décomposable par la chaleur, qui le transforme d'abord
ate et en chlorure, puis en chlorure seulement ; soluble
ıu. Les oxysels hydriques le détruisent et mettent l'a-
ɔochloreux en liberté ; le chlorure hydrique agit de
nais ne donne lieu qu'à un dégagement de chlore, parce
ɔompose ce dernier acide : $ClO + ClH = HO + 2Cl$.
hlorite calcique réagit rapidement sur les matières orga-
n présence de l'eau; il décolore les matières colorantes,
: l'indigo, avec une grande rapidité. Il est aussi très oxy-
présence de l'eau, et suroxyde les dissolutions ferriques
ırsénieux, l'oxyde bismuthique, etc.
ɔochlorite calcique du commerce n'est point pur; il
du chlorure calcique en *proportions chimiques égales* :
t à son mode de préparation. On le produit en faisant
: chlore sur l'hydrate calcique. En mettant l'eau de
ıoiqu'elle soit indispensable à la réaciton, on a : $2Ca$
$Cl = ClO_2Ca + ClCa$. Si l'on traite ce mélange par
tité de sulfate hydrique dilué exactement nécessaire
saturer qu'un des équivalens de calcium, l'hypochlo-
est décomposé, et il ne se dégage que de l'acide hypo-
ɪ : $ClO_2Ca + ClCa + SO_4H = SO_4Ca + HO + Cl$
lO. Si l'on emploie le double de sulfate hydrique, il se
en même temps du chlorure hydrique, et ce composé
nt sur l'acide hypochloreux, comme il a été dit précé-
ıt, fait qu'il ne se dégage rien autre chose que du
on obtient ainsi tout celui qui était contenu dans le
:.

eut préparer l'hypochlorite calcique liquide en faisant
ın courant de chlore dans un lait de chaux. Il faut agi-
inuellement et avoir soin de ne point dissoudre entiè-
la chaux; car aussitôt que l'on atteint ce point, il se
lu chlorate, et le titre de la liqueur baisse immédiate-
Il faut aussi éviter que le mélange s'échauffe, car la même
ıurait lieu sans employer un excès de chlore.

On fabrique généralement l'hypochlorite calcique en faisant réagir le chlore sur de l'hydrate calcique pulvérulent. Pour cela, on dépose ce chlorure en couche mince sur des claies que l'on introduit dans une chambre munie d'une soupape à la partie supérieure, et que l'on peut, d'ailleurs, clore parfaitement. Si, après avoir fermé la chambre, on laisse la soupape ouverte, et si l'on fait arriver un courant de chlore vers sa partie inférieure, ce gaz déplace l'air, et quand on juge que celui-ci est expulsé, on ferme la soupape et l'on continue à introduire du chlore dans la chambre. Quand la réaction est terminée, on ouvre la soupape supérieure et une ouverture que l'on a ménagée à la partie inférieure de la porte : le chlore se dégage, après quelques heures on ouvre la porte; enfin, après un temps suffisant, on peut entrer dans la chambre, enlever le produit et le remplacer par de l'hydrate calcique pour recommencer l'opération.

Depuis quelques années, on a préparé l'hypochlorite calcique dans des espèces de cuves ou de tours cylindriques, cloisonnées d'espace en espace pour recevoir l'hydrate calcique, ayant un axe de bois muni de palettes passant sur les cloisons pour remuer le produit, et une manivelle ou tout autre organe de machine pour le mettre en mouvement. Par l'agitation, les surfaces sont renouvelées, et l'action du chlore en est plus rapide et plus complète. On peut disposer les cloisons de l'appareil de telle manière qu'elles se plient dans la direction d'un de leurs diamètres, et qu'on puisse obtenir ce résultat en tirant une simple tige : tout le chlorure fabriqué tombe au bas de l'appareil et se trouve rassemblé en un instant.

Il faut avoir soin, dans la construction des appareils à hypochlorite calcique, de ne point employer de fer, parce que ce métal est promptement altéré.

L'hypochlorite calcique a été substitué au chlore avec un grand avantage dans l'opération du blanchiment : comme ce dernier corps, il n'a point une odeur suffocante, et n'altère pas rapidement la santé des ouvriers qui s'y trouvent soumis ; il sert aussi pour blanchir la pâte à faire le papier.

On en fait usage en médecine. Dans ce cas, il faut éviter avec soin qu'il renferme un excès de chaux ; car elle le rend caustique et plus souvent nuisible qu'utile. On en fait aussi usage pour désinfecter les produits organiques et pour détruire les

miasmes : dans le premier cas, on l'emploie en dissolution dans l'eau, et l'on y plonge les objets à désinfecter; dans le second, on le décompose par le sulfate hydrique dans le lieu dont on veut purifier l'air. L'on a soin de fermer toutes les ouvertures, pour que les gaz qui se dégagent puissent agir convenablement. L'opérateur devra éviter avec soin de respirer les gaz qui se produisent dans cette circonstance, car il en résulterait un grave danger pour lui.

AZOTATE CALCIQUE. — *Nitrate de chaux, azotate de chaux, nitre calcaire.* $Az\,O_6\,Ca$ et $Az\,O_6\,Ca, 6\,HO$. Ce sel est très déliquescent et se dissout dans le quart de son poids d'eau à la température ordinaire. L'eau bouillante le dissout en toutes proportions. Il est soluble dans l'alcool, qui en prend un poids égal au sien à la température de l'ébullition. Ce véhicule peut être employé pour le séparer de l'azotate strontique, qu'il ne peut dissoudre.

On prépare l'azotate calcique en saturant l'azotate hydrique par la craie, et ajoutant un excès de celle-ci pour précipiter le fer, s'il y en a, filtrant, évaporant, etc.

Ce sel a été employé par M. Ballard pour déshydrater l'acide hypochloreux.

PHOSPHATES CALCIQUES. Il existe plusieurs phosphates calciques qui diffèrent par leur formule générale ; mais plusieurs d'entre eux sont tribasiques et ne diffèrent que par la présence ou l'absence de l'eau dont les élémens jouent le même rôle que ceux de la chaux. Les principaux phosphates calciques sont, le phosphate naturel, le *phosphate acide* et le *phosphate des os*.

Phosphate tricalcique. $PO_6\,Ca_3 = PO_6\,Ca, 2\,Ca\,O = PO_5, 3\,Ca\,O$. Ce composé peut être obtenu en ajoutant une dissolution de chlorure calcique à une dissolution de phosphate trisodique, selon M. Graham.

On trouve dans la nature un phosphate tricalcique ; mais trois équivalens de ce sel sont unis avec un équivalent de chlorure calcique. Il cristallise en prismes hexaèdres. Les minéralogistes le nomment *apatite* ou *moroxite* (V. t. I, p. 678).

Phosphate hydro-bicalcique. Phosphate neutre. $PO_6\,H, 2\,CaO, 3\,HO = PO_5, HO\,2\,Ca\,O, 3\,HO$. Ce phosphate peut être obtenu en versant goutte à goutte une dissolution de phosphate hydro-bisodique dans une dissolution de chlorure calcique, et en agitant continuellement. M. Berzélius fait remarquer que ces

liqueurs deviennent acides, quoique le phosphate ait une réaction alcaline avant le mélange. Ceci paraît contraire à la réaction, qui peut être représentée ainsi : $PO_5HNa_2 + 2ClCa = PO_5HCa_2 + 2ClNa$.

Phosphate calco-bihydrique. Phosphate acide de chaux. $PO_5Ca, 2HO = PO_5, CaO2HO$. Composé cristallisable en fils soyeux et nacrés, très déliquescent, par conséquent très soluble dans l'eau. On l'obtient en traitant le phosphate calcaire des os par le chlorure ou l'azotate hydrique jusqu'à dissolution parfaite, évaporant et concentrant fortement la liqueur. Lorsqu'on le chauffe, il fond comme du verre. C'est ce phosphate que l'on décompose par le charbon pour obtenir le phosphore ; mais, dans ce cas, on le prépare généralement en traitant les os par le sulfate hydrique, qui donne du sulfate calcique peu soluble, que l'on sépare simplement par la filtration (V. t. 1, p. 663). Un équivalent de phosphate des os exige 5 équivalens de sulfate hydrique et 1 équivalent d'eau pour être transformé en phosphate bihydro-calcique en négligeant l'eau d'hydratation du gypse qui se forme :

$$3PO_5, 8CaO + 5SO_4H + HO = 3(PO_5, Ca2HO) + 5SO_4Ca.$$

Phosphate calcique des os — Phosphate 1/3 basique. $3PO_5, 8CaO$. Il est difficile de traduire cette formule d'une manière analogue à celle des autres phosphates; toutefois elle pourrait être $2(PO_5Ca, 2CaO), PO_5Ca, CaO$, c'est-à-dire un composé formé de 2 équivalens de phosphate tribasique et d'un équivalent de phosphate bibasique.

Ce phosphate est blanc et amorphe, il se dissout dans le chlorure et l'azotate hydriques; le lactate hydrique le dissout aussi avec une grande facilité; il résiste à une température très élevée sans subir la moindre altération. Il existe naturellement dans les os, et l'on peut l'en extraire facilement par la combustion ; mais alors il est toujours impur, et retient principalement du carbonate calcique.

Lorsqu'on dissout le phosphate calcique des os dans l'azotate ou le chlorure hydrique, et que l'on précipite par l'ammoniaque, on obtient un précipité qui a la même composition que le phosphate dont il provient; de même, si à une liqueur contenant de l'acide phosphorique on ajoute un sel calcique et

l'ammoniaque, c'est toujours le même précipité qui se
me. On dose quelquefois le phosphore à cet état de combi-
son facile à produire et à isoler. On produit encore le même
posé en versant goutte à goutte une dissolution de chlo-
e calcique dans une dissolution de phosphate hydro-biso-
ne ordinaire. Ainsi obtenu, il est sous forme d'une masse
che amorphe qui retient 4 équivalens d'eau à une tempé-
ure modérée, selon M. Graham. Sa composition serait alors
PO_5 Ca_3), PO_5 H Ca_2, 3 HO, en la réduisant en phosphates
basiques. Cet état d'hydratation donne lieu à penser que le
sphate de chaux des os est entièrement tribasique, et que
n'est qu'après la calcination, qui lui fait perdre 1 équiva-
t d'eau, qu'il a la composition qu'on lui attribue.

Le phosphate de chaux des os, ou plutôt les os calcinés, ont
sieurs usages : on en fait des coupelles pour les essais d'or et
rgent, on le fait entrer dans la composition d'un verre imi-
nt l'opale, au lieu de stannate de plomb, on en extrait le
sphore, et par suite il sert à la formation de tous les pro-
its dérivant de cet élément.

Ce phosphate existe naturellement dans les os des animaux
rtébrés, il est uni à l'albumine et à la fibrine; il existe aussi
ns les urines, et en s'amassant dans la vessie, il peut former
e espèce de calcul. L'urine des femmes enceintes ne con-
nt pas ce phosphate, qui est sans doute employé à former
s os des fœtus qu'elles portent.

HYPOPHOSPHITE CALCIQUE. — 2 (PO_2 Ca), 3 HO. Ce composé
t cristallisable en prismes rectangulaires, d'un aspect na-
; il est très soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, et
composable par la chaleur, qui donne lieu à la production
phosphammoniaque. Il se produit lorsqu'on fait réagir en-
ble l'hydrate calcique, le phosphore et l'eau. Après la réac-
n, si l'on fait passer un courant de gaz carbonique dans la
eur, on en isole l'excès de chaux. On peut alors la filtrer et
concentrer pour la soumettre à la cristallisation.

ARSÉNIATES CALCIQUES. — Il existe plusieurs arséniates cal-
ques. Trois espèces minérales sont des *arséniates bicalciques*,
tenant de l'eau, et sans doute *tribasiques* par la présence
ne molécule d'eau basique, ou jouant le rôle de la chaux;
s arséniates sont la *pharmacolite*, la *rosélite* et l'*arsénicite*.

En versant lentement une dissolution d'*arséniate hydro-*

bisodique dans une dissolution de chlorure calcique, on obtient après quelques instans un précipité blanc qui est un *arséniate hydro-bicalcique*. Ce sel est peu soluble. En ajoutant de l'ammoniaque à sa dissolution, on obtient un arséniate tricalcique, insoluble. Tous ces arséniates sont solubles dans les sels hydriques ordinaires et dans l'arséniate trihydrique, avec lequel ils forment un *arséniate calco-bihydrique* soluble dans l'eau.

Il est évident que tous les composés qui viennent d'être énumérés sont tribasiques, et qu'en chauffant quelques-uns d'entre eux pour en chasser l'eau basique, on obtiendrait des composés mono ou bibasiques.

ARSÉNITE CALCIQUE.— Une dissolution d'acide arsénieux fait naître un précipité dans l'eau de chaux. Si l'acide est ajouté en excès, le précipité se redissout. Le précipité n'a point lieu en présence des composés ammoniques, et ceux-ci peuvent même se redissoudre lorsqu'il est formé.

SILICATE CALCIQUE. — Il existe dans la nature un silicate calcique que les minéralogistes nomment wollastonite: son poids spécifique = 2,86. Il cristallise en prismes rhomboïdaux de 95° 20'. Sa composition correspond à $\frac{2}{3}\,\mathrm{Si}\,O_2$, Ca O.

Le silicate calcique entre aussi dans la composition de plusieurs silicates composés, et il fait partie essentielle des verres ordinaires, qu'il rend insolubles dans l'eau et plus stables.

Caractères des dissolutions calciques.

Les dissolutions calciques sont incolores et inodores, leur saveur est toute particulière.

Les *sulfures hydrique* et *natroïdrique*, l'*ammoniaque*, le *chromate potassique*, le *cyanoferrure rouge de potassium*, le *zinc*, le *tannin* et le *fluorure hydro-silicique*, ne déterminent aucun changement appréciable dans les dissolutions calciques.

Les *hydrates potassique* et *sodique* y font naître un précipité blanc d'hydrate calcique, lorsque les liqueurs ne sont point trop étendues.

Les *carbonates* et les *bi-carbonates* y font naître immédiatement un précipité blanc de carbonate calcique.

L'*oxalate tri-hydrique* et l'*oxalate ammoniaque* y font naître immédiatement un précipité blanc d'oxalate calcique. L'oxalate ammoniaque précipite complètement la chaux.

Le *sulfate calcique* n'y fait point naître de précipité.

Les sulfates trop étendus d'eau sont dans le même cas ; mais lorsqu'ils sont concentrés, ils font naître un précipité blanc de sulfate calcique.

STRONTIUM.

Sr = 587,28, ou 587,5 ?

Le strontium a été isolé, en 1808, par H. Davy, en employant les mêmes moyens que pour obtenir le calcium, mais en opérant avec de la strontiane délayée avec un peu d'eau pour en faire une pâte assez ferme pour que l'on puisse y pratiquer une cavité destinée à recevoir un globule de mercure (*V.* même volume, p. 152).

Le strontium a un faible éclat; il est fixe et peu fusible; il absorbe l'oxygène de l'air et décompose l'eau à la température ordinaire en s'emparant de l'oxygène et en mettant l'hydrogène en liberté.

Le strontium a deux oxydes, un équi-oxyde et un bioxyde; ce dernier est peu connu, et s'obtient comme celui de calcium.

ÉQUI-OXYDE STRONTIQUE.— *Oxyde de strontium, strontiane.* —Sr O. Cet oxyde est solide, gris, spongieux, caustique, très avide d'eau, avec laquelle il s'unit en élevant fortement sa température; il absorbe aussi l'acide carbonique de l'air; aussi est-on obligé de le renfermer dans des flacons bouchant parfaitement bien pour le conserver.

On obtient cet oxyde en décomposant l'azotate strontique par la chaleur; il forme le résidu fixe de l'opération.

SULFURES STRONTIQUES. — On obtient l'*équi-sulfure strontique*, ou sulfure de strontium, en calcinant le sulfate strontique avec du charbon : $SO_4\,Sr + 4\,C = Sr\,S + 4\,CO$. Ce sulfure est soluble dans l'eau et peut être séparé du charbon excédant par ce véhicule. Il a été peu étudié; on le prépare pour faire l'azotate strontique.

Lorsque l'on chauffe de l'hydrate strontique dissous dans l'eau avec du soufre, et que, après peu de temps, l'on filtre la liqueur bouillante, on obtient un bisulfure cristallisé, selon M. Gay-Lussac. En prolongeant l'action, il se forme du polysulfure, probablement quinti-sulfuré.

CHLORURE STRONTIQUE.—*Hydro-chlorate de strontiane, chlorure strontique.*—Cl Sr et Cl Sr, 6 HO. Ce composé, à l'état anhydre, après avoir été fondu, est d'un blanc laiteux; cristallisé dans l'eau, il en retient 6 équivalens. Les cristaux,

ainsi formés, sont hygroscopiques, et perdent facilement l'eau qu'ils renferment par l'action de la chaleur.

Le chlorure strontique est soluble dans les trois quarts de son poids d'eau froide, dans 24 parties d'alcool pur à la température ordinaire, et dans 19 parties de ce même liquide, à la température de l'ébullition. L'alcool à 0,833 en dissout le sixième de son poids.

On profite de la solubilité du chlorure strontique anhydre pour les éparer du chlorure barytique, également anhydre, qui est insoluble dans ce liquide.

On prépare le chlorure strontique en décomposant le sulfure strontique dissous dans l'eau par le chlorure hydrique, précipitant le fer, s'il y en a, par l'hydrate strontique, filtrant, évaporant, et soumettant à la cristallisation.

On obtient le chlorure strontique par un autre procédé fort remarquable, en ce qu'il offre l'exemple d'une réaction à une température élevée qui est exactement inverse de celle qui aurait lieu à la température ordinaire en présence de l'eau. Ce procédé consiste à faire un mélange de *proportions chimiques* égales de sulfate strontique et de chlorure calcique, et à fondre ce mélange dans un creuset. Après la fusion, la matière est coulée sur une pierre, pilée, traitée par l'eau bouillante et filtrée immédiatement; l'eau n'enlève que du chlorure strontique que l'on soumet à la cristallisation par voie d'évaporation et de refroidissement. Dans cette opération, il se fait une double substitution entre les élémens du sulfate strontique et du chlorure calcique, de telle manière qu'il en résulte du chlorure strontique et du sulfate calcique, anhydre, insoluble : $SO_4\,Sr + Cl\,Ca = SO_4\,Ca + Cl\,Sr$.

HYDRATE STRONTIQUE. — *Hydrate de strontiane, strontiane cristallisée.*— $Sr\,O_2\,H$ et $Sr\,O_2\,H, 8\,HO$. L'hydrate strontique est en cristaux incolores et limpides : il contient 9 équivalens d'eau; lorsqu'on le chauffe à + 100°, il en perd 8 et en retient 1 qu'il peut aussi perdre à la température rouge, selon M. Smith. Il exige 52 parties d'eau pour se dissoudre à la température de + 15°.

On prépare l'hydrate strontique en mettant l'oxyde strontique en contact avec l'eau, ou bien, plus économiquement, en calcinant le carbonate strontique mêlé avec du charbon : ce dernier corps fait que le carbonate se décompose; le reste est

le l'oxyde strontique mêlé de charbon ; en le traitant par l'eau, on donne lieu à de l'hydrate qui se dissout, et peut être séparé du charbon par la filtration ; ensuite on le concentre par la chaleur, et on le fait cristalliser à l'abri du contact de l'air.

CARBONATE STRONTIQUE. — *Carbonate de strontiane ; strontiane carbonatée, strontianite,* Min. — $CO_5\,Sr = CO_2, \dot{S}r\,O$. Ce composé existe dans la nature. On l'a d'abord trouvé à Strontbian, en Ecosse. L'examen chimique qui en a été fait ayant démontré qu'il renfermait une *terre particulière* (oxyde), on a donné à cette terre un nom qui dérive de celui de la localité où elle a été trouvée, de là on l'a appelée *strontiane*.

Le carbonate strontique cristallise en prismes droits rhomboïdaux de 117° 32'. Il est blanc ou incolore, son poids spécifique = 3,65. Il est plus dur que le calcaire et moins dur que la fluorine. Lorsqu'on le dépose sur des charbons ardens, il répand une lueur phosphorescente. Il se décompose difficilement à une température très élevée. Il est presque insoluble dans l'eau.

On peut préparer du carbonate de strontiane artificiel en décomposant un sel dissous, l'azotate ou le chlorure strontique, par le carbonate sodique, recueillant, lavant et séchant le précipité. Il est alors sous forme d'une poudre blanche.

SULFATE STRONTIQUE. — *Sulfate de strontiane; strontiane sulfatée, célestine,* Min. — $SO_4\,Sr = SO_3, Sr\,O$. Ce composé peut être incolore et limpide ; il cristallise en prismes rhomboïdaux de 104° 30'. Son poids spécifique = 3,89 ; sa dureté est à-peu-près égale à celle de la strontianite. Il est chimiquement inaltérable par la chaleur. Il ne se dissout que dans 3,840 parties d'eau. Sa dissolution aqueuse sert de réactif pour distinguer la strontiane de la baryte.

Le sulfate strontique existe en grande quantité dans les solfatares de la Sicile ; on en trouve dans les environs de Paris dans les marnes du gypse; il est sous forme de pains arrondis et aplatis; il est gris brun et impur.

En France, c'est le sulfate strontique qui sert pour préparer tous les autres produits du strontium.

AZOTATE STRONTIQUE. — *Nitrate ou azotate de strontiane.* $Az\,O_6Sr$ et $Az\,O_6\,Sr$, 5 HO ; sans doute $Az\,O_6\,Sr$, HO, 4 HO, à moins qu'il y ait 6 équivalens d'eau et non 5. Le composé anhydre est sous forme d'octaèdres réguliers; l'eau en dissout 1/5

de son poids à la température ordinaire, et le double de ce même poids lorsqu'elle est en ébullition. L'alcool ne le dissout point; cette propriété permet de le séparer de l'azotate calcique. Il cristallise dans les dissolutions chaudes. Les cristaux hydratés affectent une forme indéterminée et se forment à la température ordinaire.

On prépare l'azotate strontique en décomposant le sulfure ou le carbonate strontiqne par l'azotate hydrique, évaporant la liqueur et la soumettant à la cristallisation.

L'azotate strontique est employé par les artificiers pour faire des feux rouges.

Les flammes rouges des théâtres s'obtiennent avec le mélange suivant :

Azotate strontique anhydre	40
Fleur de soufre	13
Chlorate potassique	5
Sulfure d'antimoine.	4

Caractères des dissolutions strontiques.

Les dissolutions strontiques sont incolores, leur saveur est piquante et un peu acerbe.

Le *sulfure hydrique*, les *sulfures natroïdiques*, l'*ammoniaque*, les *cyano-ferrures*, le *zinc* et le *fluorure hydro-silicique*, sont sans action apparente sur les dissolutions strontiques.

Les *carbonates natroïdiques* y font naître immédiatement un précipité blanc de carbonate strontique.

Les *hydrates potassique* et *sodique* y font naître un précipité blanc d'hydrate strontique lorsque les liqueurs sont très concentrées.

L'*oxalate tri-hydrique* fait lentement naître un précipité d'oxalate strontique; si l'on y ajoute de l'ammoniaque, ou si l'on emploie directement l'oxalate ammonique, le précipité a lieu immédiatement.

Les *sulfates potassique* et *sodique* font naître un précipité blanc de sulfate strontique, si les dissolutions sont assez concentrées; l'azotate hydrique retarde la formation du précipité.

Le *sulfate strontique* ne fait point naître de précipité dans les dissolutions strontiques.

Le *sulfate calcique* y fait naître lentement un précipité blanc.

Le *chromate barytique* n'y fait naître que très lentement un précipité presque transparent, soluble dans l'azotate hydrique.

Le *succinate ammonique* n'agit aussi que très lentement et sur les liqueurs concentrées.

Une mèche de coton, imprégnée d'une dissolution alcoolique de *chlorure strontique*, brûle en donnant une *flamme pourpre*. Quelques parcelles d'azotate strontique, placées sur la mèche d'une bougie, la font brûler avec une flamme de même couleur.

Les *dissolutions strontiques* sont immédiatement distinguées des *dissolutions barytiques* par l'emploi du *chromate potassique*; elles le sont des *dissolutions calciques* pour le *sulfate calcique* et l'*oxalate tri-hydrique*.

BARYUM.

Ba = 856,88.

Davy reconnut en octobre 1807 que la baryte était décomposée par la pile, et il parvint à isoler le baryum dans les premiers jours du mois de juin de l'année suivante. Il obtint ce métal par le même procédé que celui qui a été indiqué pour extraire le calcium. Il est blanc, fusible, fixe, malléable, beaucoup plus dense que le sulfate équi-hydrique; il s'oxyde rapidement à l'air, et brûle avec une lumière obscure lorsqu'on le chauffe; il décompose l'eau avec effervescence.

L'histoire chimique du baryum a la plus grande analogie avec celle du strontium, à quelques différences près; tous les produits correspondans possèdent des propriétés semblables et s'obtiennent de la même manière.

EQUI-OXYDE BARYTIQUE. — *Terre pesante; oxyde de barium; baryte; baryta.* Ba O = 956,88. Cet oxyde est amorphe, spongieux ou pulvérulent, gris, très caustique, infusible au feu de forge, mais fusible au feu de chalumeau à oxygène. Il s'unit vivement à l'eau, et sa température s'élève beaucoup. Lorsque l'on verse quelques gouttes de sulfate monohydrique sur un morceau de baryte caustique, il s'échauffe jusqu'à l'incandescence. La même chose a lieu, lorsque l'on introduit un morceau de baryte dans un vase rempli de gaz chlorhydrique. Si on le chauffe dans un courant de vapeur d'acide sulfurique anhydre, il donne naissance à du sulfate barytique. Il absorbe l'acide carbonique de l'air, et ne peut être conservé que dans des flacons qui en sont remplis et qui ferment bien.

On prépare le baryte en décomposant l'azotate barytique par la chaleur.

BIOXYDE BARYTIQUE. — *Deutoxyde et bioxyde de baryum.* BaO_2 = 1056,88. Cet oxyde est blanc et conserve la forme spongieuse de la baryte avec laquelle on le prépare. Il s'unit à l'eau qui l'hydrate; il résiste à une température élevée, mais il se décompose cependant à une chaleur très intense.

C'est avec le bioxyde barytique que l'on prépare le bioxyde hydrique, en le mettant en présence du fluorure ou du chlorure hydrique. M. Berzélius pense qu'il doit cette propriété à ce qu'il est susceptible d'hydratation; c'est-à-dire que ce serait de l'eau d'hydratation qui fournirait le bioxyde hydrique. Il est plus probable qu'il se fait un simple échange entre le baryum et l'hydrogène des composés mis en présence, et que, par exemple, $FlH + Ba\,O_2 = Fl\,Ba + HO_2$, sans faire intervenir l'eau d'hydratation du bioxyde.

On prépare le bioxyde barytique en chauffant le baryte dans un courant d'oxygène *bien sec et privé d'acide carbonique.*

SULFURES BARYTIQUES. Les sulfures barytiques sont entièrement comparables aux sulfures strontiques; ils sont solubles dans l'eau. On obtient l'équi-sulfure en décomposant le sulfate barytique par 1/8 de son poids de charbon : $SO_4\,Ba + 4\,C = SBa + 4\,CO$. Cette opération doit être faite à une température très élevée dans un creuset brasqué, dressé sur les bords et fermé par un couvercle ; en traitant le résidu par l'eau, on dissout le sulfure barytique.

CHLORURE BARYTIQUE. — *Hydrochlorate de baryte, chlorure de baryum.* $Cl\,Ba = 1293{,}53$ et $Cl\,Ba, 2\,HO = 1518{,}53$. Le chlorure barytique anhydre est soluble dans l'eau, qui en prend 0,3262 à 0° ; elle prend 0, 435 de chlorure hydraté à + 15°, et 0,78, par chaque degré à + 105° 5, point d'ébullition de cette dissolution ; l'alcool absolu n'en dissout que 1/400e de son poids. Le chlorure hydraté cristallise facilement en tables carrées ; lorsqu'il est sec, il ne s'altère point à l'air. Une dissolution concentrée de chlorure barytique précipite par l'addition d'une dissolution de chlorure hydrique.

Le chlorure barytique est employé comme un réactif précieux pour reconnaître les sulfates. Il sert aussi pour préparer plusieurs autres produits barytiques.

On le fait en suivant les mêmes procédés que pour obtenir le chlorure strontique, seulement on opère sur le sulfate barytique, et non sur le sulfate strontique.

PHOSPHURE BARYTIQUE. — *Phosphure de baryum.* Ce phosphure est brun et amorphe. On le prépare en chauffant le baryte caustique dans de la vapeur de phosphore, comme pour obtenir le phosphure calcique (*V.* la fig. p. 157).

Lorsqu'on le met dans l'eau, il la décompose en donnant du

phosphure hydrique liquide, PH_3, spontanément inflammable et de l'hypophosphite barytique.

HYDRATE BARYTIQUE. — *Hydrate de baryte; baryte cristallisée.* $Ba\,O_2\,H$; $Ba\,O_2\,H$, 2 HO et $Ba\,O_2\,H$, 8 HO (1). Comme cela a été dit précédemment, l'oxyde barytique s'unit à l'eau avec une très grande énergie; si la quantité du liquide n'est pas trop considérable, il en résulte une masse blanche pulvérulente, fusible sans décomposition, et qui retient 1 équivalent d'eau ou ses élémens. Cet hydrate est soluble dans l'eau et donne des cristaux qui, selon le docteur Smith, en retiennent 9 équivalens. De ces 9 équivalens, 7 s'en vont à la température de + 100°; un des deux qui restent ne s'en va qu'à une température plus élevée; mais le dernier ne peut être chassé par la chaleur. L'hydrate cristallisé est incolore, sa saveur est âcre et caustique, son poids spécifique = 4; il est très vénéneux.

L'hydrate barytique est soluble dans l'eau; la dissolution qui en résulte porte le nom d'*eau de baryte*. Cet hydrate est un peu soluble dans l'alcool; il a en outre une réaction fortement alcaline. On le prépare en dissolvant la baryte caustique dans l'eau bouillante et en soumettant la liqueur à la cristallisation : mais on peut l'obtenir plus économiquement en calcinant le carbonate barytique naturel avec du charbon : dans cette circonstance, le carbonate est décomposé, il se dégage de l'oxyde carbonique, et il reste de l'oxyde barytique mêlé avec un excès de charbon ($CO_3\,Ba + C = 2\,CO + Ba\,O$). En traitant ce résidu par l'eau distillée bouillante, on ne dissout que l'oxyde barytique, qui s'hydrate, et que l'on abandonne à la cristallisation par refroidissement.

Dans ces opérations, il faut autant que possible éviter le contact de l'air, parce que l'acide carbonique qu'il contient fait repasser une partie de la baryte à l'état de carbonate.

L'eau de baryte a été employée par M. le baron Thenard et par M. de Saussure pour déterminer la quantité d'acide carbonique contenu dans l'air. Selon ce dernier savant, il faut l'employer saturée de carbonate barytique, parce qu'elle peut dis-

(1) L'action de la chaleur sur l'hydrate barytique permettrait de le représenter par $Ba\,O_2\,H$, HO, 7 HO; mais l'observation de la page 141 est applicable ici sans restriction : $Ba\,O_2\,H$, HO, est un produit qui se forme par l'action de la chaleur, et qui n'existait pas dans le composé.

barytique dissous dans l'eau, par une quantité suffisante d'azotate hydrique; il se dégage une quantité considérable de sulfure hydrique; aussi doit-on opérer sous une cheminée tirant bien, et éviter avec grand soin de respirer ce gaz : ($SBa + Az O_6 H = SH + Az O_6 Ba$). Si la liqueur ainsi obtenue, contenait du fer, il faudrait le précipiter par de l'hydrate barytique. Par la concentration et le refroidissement, on obtient enfin l'azotate barytique cristallisé. Pour l'avoir bien pur, il faut le faire cristalliser une seconde fois.

Caractères des dissolutions barytiques.

Les dissolutions barytiques sont incolores et inodores, leur saveur est métallique.

Les *sulfures hydrique* et *natroïdiques*, l'*ammoniaque*, le *zinc* et l'*infusion de noix de galle*, sont sans action apparente sur les dissolutions barytiques.

Les *hydrates potassique* et *sodique* y font naître un précipité blanc d'hydrate barytique, lorsqu'elles sont concentrées.

Les *carbonates*, les *bicarbonates*, les *phosphates*, les *arsénites*, les *arséniates*, les *succinates* y font naître des précipités blancs, solubles dans l'azotate hydrique.

L'*oxalate tri-hydrique* n'y fait point naître de précipité, l'*oxalate ammonique* n'en fait naître un qu'autant que la dissolution est concentrée.

Les *sulfates* y font naître un précipité blanc, insoluble dans l'*azotate hydrique*.

Le *chromate potassique* fait naître immédiatement un précipité jaune serin.

Le *fluo-siliciure hydrique* fait naître lentement un précipité blanc translucide de fluo-siliciure barytique.

Une dissolution de *sulfate strontique* trouble immédiatement une dissolution barytique.

Ces trois derniers réactifs distinguent nettement la strontiane de la baryte.

PLOMB.

Saturne.

$Pb = 1294{,}495 = 1$ molée. phys.

Le plomb n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison. Il est connu depuis les temps les plus reculés. Très commun, employé à une foule d'usages, il n'est personne qui ne l'ait vu et tenu. C'est un métal d'un blanc bleuâtre, très mou, très facile à couper avec un couteau, se rayant même avec l'ongle. Il est excessivement malléable, se lamine difficilement et peut être tiré à la filière, pourvu que l'on ait soin de le passer dans une série de trous, offrant peu de différence dans leur diamètre; sans cela, malgré sa mollesse, il résisterait et se casserait. Son poids spécifique $= 11{,}445$; lorsqu'il est impur,

poids peut n'être que 11,352. Sa chaleur spécifique 0,0293, lon Dulong et Petit. Il fond à + 325°, selon Rudberg. Sa téacité est très faible, et lorsqu'on cherche à le rompre par le action, il peut céder immédiatement si cette traction est onsidérable; si elle faible, elle agit incessamment et le métal nit par s'allonger beaucoup. Il m'est arrivé souvent de voir insi des fils acquérir deux mètres de longueur, lorsqu'ils n'en vaient qu'un avant l'expérience. Un fil de plomb de 1,^{mm}8755 le diamètre se rompt en quelques secondes par une charge le 6 k.,5. M. Coriolis a fait des expériences sur l'écraement du plomb. En opérant sur des cylindres de 24 millinètres de diamètre, de 19 millimètres de hauteur, pesant chacun 100 à 101 grammes, et divisibles en 680 parties, il a obtenu les résultats suivans, sous une charge de 1760 kilogrammes :

Après une minute de charge. . . .	317 parties.
— une heure	245 id.
— 24 heures.	223 id.

Tous les métaux malléables subissent des actions successives du même ordre, mais elles sont moins remarquables; le plomb les présente au suprême degré.

Le plomb s'oxyde facilement, rien qu'en le fondant, et l'oxyde qu'il peut absorber augmente sa dureté et modifie considérablement ses qualités. En outre, il peut souvent renfermer des métaux étrangers qui l'altèrent encore plus; ces métaux sont : l'argent qui s'y trouve toujours en très petite quantité, le cuivre, l'antimoine, l'arsenic et même le fer. Ils proviennent généralement des minerais qui les renfermaient en même temps que le plomb.

Le plomb que l'on consomme en France vient de Poullaoen dans le département du Finistère, ou d'Angleterre, ou du Hartz, ou d'Espagne. Parmi les plombs d'Espagne, on distingue le plomb noir qui est le plus impur de tous.

Le plomb s'altère au contact de l'air, il se recouvre d'un enduit gris, qui est un sous-oxyde; sous l'influence de l'humidité, il peut aussi se carbonater. Lorsqu'il est fondu, l'oxydation est rapide, et il se recouvre d'une crasse qui est d'abord du sous-oxyde, mais qui passe à l'état de massicot ou de minium, selon la température. Le soufre et le plomb s'unissent à une température élevée et deviennent tout-à-coup incandescens. Le

chlore attaque aussi le plomb en fusion. Ce métal se di dans l'azotate hydrique; le chlorure et le sulfate hydriqu peu d'action sur lui à la température ordinaire.

ALLIAGES DE PLOMB.

On connaît plusieurs alliages de plomb: les plus imp sont ceux qui forment la soudure des plombiers, les cara d'imprimerie, le plomb de chasse, l'alliage fusible à bouillante et l'alliage pour plomber les dents.

Soudure des plombiers.

Plomb.	2	= 3
Etain.	1	

Soudure de ferblantiers.

Plomb.	1	= 2
Etain	1	

Caractères d'imprimerie.

Plomb.	4	= 5
Antimoine.	1	

On ajoute quelquefois à cet alliage du cuivre ou du bis les fortes lettres pour affiches sont souvent faites avec d ou du bois.

Le *plomb de chasse* est presque entièrement formé de pl auquel on ajoute un peu d'arsenic qui le rend plus d fait qu'il s'arrondit mieux quand on le coule.

Alliage fusible à l'eau bouillante.

Alliage de Newton. — Alliage de D'Arcet.

Bismuth.	8	= 16
Plomb.	5	
Etain.	3	

Les métaux sont fondus sous la résine et bien brassé éviter qu'ils s'oxydent; ce qui rendrait l'alliage moins fu Cet alliage se ramollit à 91°, et est en pleine fusion à 9 l'on y ajoute 1,6 de mercure lorsqu'il est terminé, un nouvel alliage qui entre en fusion à + 65°, et q employé pour plomber les dents.

Les usages du plomb sont connus de tout le monde; c

u'après avoir été laminé, il est employé pour faire des chaudières et pour garnir des cuves de bois, afin qu'elles résistent ux acides ordinaires. On en fait des cornues pour la préparation du fluorure hydrique ; il sert pour couvrir les maisons, our faire des gouttières, pour garantir contre l'écoulement les eaux. On en fait des projectiles pour les armes à feu porratives ; il est employé dans les essais d'or et d'argent par la oupellation, pour faire tous les produits chimiques plombières, entre autres le massicot, la litharge, le minium, la céruse, etc.

OXOIDURES PLOMBIQUES.

On connaît plusieurs oxydes de plomb, les principaux sont : le sous-oxyde, l'équi-oxyde, le minium et le bi-oxyde ; ils sont tous colorés en jaune, en rouge ou en brun.

OXYDE BI-PLOMBIQUE. — *Sous-oxyde de plomb.* — Pb_2O. Cet oxyde se forme à la surface du plomb exposé à l'air ; il est gris foncé. Par l'action de la chaleur, on le transforme en plomb et en équi-oxyde plombique, $Pb_2O = Pb + PbO$; traité par les sels hydriques (acides), il donne naissance à des sels équi-plombiques et à du plomb ; chauffé à l'air, il absorbe de l'oxygène et se transforme en équi-oxyde. Dulong a trouvé un procédé facile pour obtenir cet oxyde à l'état de pureté : il suffit de chauffer l'oxalate plombique dans une petite cornue, et de la boucher lorsqu'il ne se dégage plus de gaz ; l'oxyde reste dans la cornue. Dans cette opération, il se degage de l'oxyde et de l'acide carboniques ; l'oxyde bi-plombique qui est fixe demeure dans la cornue : $2(C_2O_4Pb) = Pb_2O + 3CO_2 + CO$.

ÉQUI-OXYDE PLOMBIQUE. — *Protoxyde de plomb.* — PbO. Cet oxyde existe sous deux états dans le commerce, et forme le massicot et la litharge.

Massicot. — Cet oxyde est pulvérulent ou en masses terreuses, d'un jaune faune terne. Il est un peu soluble dans l'eau, fusible par la chaleur et volatil à une température élevée sans décomposition. Lorsqu'on le chauffe à une température modérée, insuffisante pour le fondre, il absorbe de l'oxygène et se transforme en minium. Il se dissout facilement dans les sels hydriques et même dans une dissolution d'acétate plombique.

On prépare le massicot en tenant du plomb en fusion dans

un four à réverbère où passe un courant d'air. Ce métal s'oxyde, la surface du bain se ternit, on enlève l'oxyde avec un ringard. L'oxyde, ainsi produit, est broyé à l'eau et soumis à la lévigation. Le plomb et le sous-oxyde de plomb se précipitent les premiers, et on les sépare du massicot, tenu en suspension, par la décantation.

Le massicot est employé en peinture pour rendre les huiles très siccatives, et pour faire le minium, que l'on emploie en quantité considérable.

Litharge. — *Oxyde de plomb fondu ou demi-vitreux.* La litharge n'est rien autre chose que l'équi-oxyde plombique qui a été soumis à une température suffisamment élevée pour entrer en fusion. Elle était très anciennement connue, son nom est tiré du grec, et veut dire pierre d'argent, probablement parce que c'était un produit de la coupellation de ce métal. La litharge est en petites paillettes, translucides, clivables, d'un jaune tirant plus ou moins sur le rouge. Cette dernière teinte, selon M. Mitscherlich, est due à un état dimorphique et non à un mélange de minium.

La litharge, qui provient de la coupellation des plombs argentifères, est assez pure; celle qui provient de la liquation et de la coupellation des *tennantites* et des *panabases* contient toujours du cuivre, et ne peut servir pour l'usage médical.

La litharge est employée pour faire l'acétate plombique, l'extrait de saturne, les emplâtres par combinaison, les huiles cuites siccatives employées en peinture, le faux caoutchouc, etc.

L'oxyde équi-plombique est soluble dans les hydrates natroïdiques (alcalis caustiques) dissous, et s'en sépare lentement par l'action de l'acide carbonique atmosphérique qui s'unit aux oxydes natroïdiques. On l'obtient alors en petits cristaux qui sont des octaèdres symétriques, selon M. Mitscherlich. Par la fusion ignée de l'équi-oxyde, on obtient des cristaux de la même forme.

MINIUM. — *Oxyde rouge de plomb.* — $Pb_3\ O_4 = Pb\ O_2, 2\ PbO$, Dumas; $= Pb_2\ O_3$, Pb O, Berzélius. Cet oxyde est pulvérulent, d'un rouge orangé très vif; il noircit à la lumière. Lorsqu'on le chauffe fortement, il perd de l'oxygène, et se trouve transformé en équi-oxyde : $Pb_3\ O_4 = 3(Pb\ O) + O$. Une dissolution d'acétate plombique est sans action sur cet oxyde;

is elle peut servir pour le purifier, en dissolvant tout l'équi-rde qu'il renferme dans l'état ordinaire. L'azotate hydrique partage en équi-oxyde qui se dissout, et en bi-oxyde qui meure intact; sous l'influence de l'acétate hydrique, il nchit d'abord, puis se dissout en entier, et enfin laisse pré-iter du bi-oxyde.

Le minium du commerce renferme toujours de l'équi-oxyde. ı l'obtient en chauffant lentement le massicot à une tempé-ure insuffisante pour le fondre. Cet oxyde absorbe de l'oxy-ne, et se trouve transformé en minium. On fait cette opé-tion en déposant le massicot sur une plaque de tôle, dont bords sont relevés : comme la matière n'est point agitée, il en ılte qu'il n'y a que la partie supérieure du massicot qui se uve transformée en minium, et que l'on est obligé de recom-ncer l'opération un certain nombre de fois. C'est de là que nnent les expressions commerciales de minium à un, deux... pt feux. Il est évident que le minium est d'autant plus au, qu'il a subi un plus grand nombre de fois l'action du feu. La température à laquelle on chauffe le massicot pour en ire le minium n'étant pas très élevée, il est évident que l'on urrait l'agiter par un mécanisme fort simple dans un courant air très chaud, sur la sole d'un four à réverbère, et que le inium serait plus promptement et mieux préparé.

La *mine orange* est un minium, le plus beau et le plus pur commerce, que l'on prépare en décomposant la céruse par chaleur, et la soumettant à un courant d'air chaud.

Le minium est employé en peinture; il sert pour faire le mastic minium employé pour luter de grands appareils, et surtout ur faire le *cristal factice.*

Il existe dans la nature un oxyde de plomb de couleur rouge, ıe l'on considère comme du minium; cependant sa composi-n n'est pas établie d'une manière certaine. Son poids spéci-ue = 4,6. Il est rare.

BI-OXYDE PLOMBIQUE. — *Peroxyde de plomb, oxyde puce de omb, sur-oxyde plombique.* — PbO_2. Ce oxyde est pulvé-lent, et d'une couleur brune qui lui a valu un des noms qu'il rte. Lorsqu'on le chauffe, il se change d'abord en minium (1),

(1) Ce minium, qui a une belle couleur rouge, pourrait bien ne point être Pb_3O_4; mais le sesqui-oxyde plombique Pb_2O_3.

puis en massicot, si la chaleur est assez intense. Un mélange de bi-oxyde de plomb et de soufre s'enflamme par le choc. Cet oxyde absorbe rapidement le gaz sulfureux, et donne ainsi naissance à du sulfate équi-plombique : Pb O_2 + SO_2 = SO_4 Pb.

Le bi-oxyde plombique se produit lorsqu'on décompose un sel équi-plombique par la pile : du plomb se porte au pôle négatif, et du bi-oxyde se porte au pôle positif. On obtient cet oxyde en décomposant le minium par l'azotate hydrique; ce dernier oxyde se partage en équi-oxyde, qui se dissout, et en bi-oxyde, qui demeure insoluble. On le recueille, on le lave et on le dessèche.

ÉQUI-SULFURE PLOMBIQUE.—*Sulfure de plomb*, *plomb sulfuré*, *galène* (min.), *alquifoux* (poteries). — Pb S. Ce sulfure existe abondamment dans la nature; il y est en filons qui remontent depuis les terrains primitifs jusqu'aux terrains carbonifères. Il cristallise dans le système cubique, et est clivable parallèlement aux faces de ce solide. Sa couleur est le gris de plomb métallique; sa poudre est noire. Son poids spécifique = 7,759. Il est cassant. Sa texture est souvent laminaire, lamellaire, ou grenue. Ce sulfure est fusible à une température élevée, et peut même être sublimé; chauffé avec du FLUX NOIR, il donne facilement du plomb. L'azotate hydrique l'attaque et le transforme en sulfate et en azotate plombiques, en l'oxydant, en même temps qu'un peu de soufre est mis en liberté.

Lorsque l'on chauffe de la grenaille de plomb avec le quart de son poids de soufre, le mélange fond, et bientôt il présente une vive ignition, déterminée par la combinaison de ces deux élémens, et par une perte de chaleur latente.

Tous les sels équi-plombiques, solubles et dissous, ou insolubles et tenus en suspension dans l'eau, sont décomposés par le sulfure hydrique; il en résulte un sel hydrique et du sulsulfure plombique : *A* Pb + SH = *A*H + SPb.

Une proportion de sulfure et une proportion de sulfate plombique donnent, par la chaleur, 2 proportions de plomb et 2 proportions d'acide sulfureux : SO_4 Pb + SPb = 2 Pb + 2 SO_2. On profite de cette circonstance pour obtenir le plomb métallique.

Selon M. Bredberg, en fondant ensemble 22 parties de galène

pulvérisée et 21,6 de plomb en grenaille, on obtient un sulfure quadri-plombique Pb_4 S. En fondant le mélange précédent en présence du borax, on obtient un autre sulfure qui contient une fois plus de soufre, ou Pb_2 S.

Lorsque l'on ajoute du polysulfure potassique à une dissolution plombique, on obtient un précipité rouge sale, qui est probablement un polysulfure-plombique. Ce précipité est très peu permanent.

CHLOROIDURES PLOMBIQUES.

CHLORURE PLOMBIQUE. — *Chlorure de plomb, plomb corné.* — Cl Pb. Ce composé peut être obtenu par voie de double décomposition, en mêlant ensemble deux dissolutions, l'une d'azotate plombique, et l'autre de chlorure sodique : il se forme en lamelles blanches, nacrées, très brillantes. Il est soluble dans 135 parties d'eau à la température ordinaire ; il est fusible et volatil. Fondu, il est en une masse amorphe, vitreuse et incolore. Il n'a point d'usage.

Il existe plusieurs composés formés de chlorure et d'oxyde plombiques réunis ensemble. On connaît les oxychlorures Cl Pb, 2 Pb O ; Cl Pb, 3 Pb O ; Cl Pb, 7 Pb O. Ce dernier composé est employé en peinture, et forme le *jaune de Naples* ou de *Cassel*. Il est solide et clivable ; sa structure est laminaire ; il présente un éclat métallique jaune doré. On l'obtient en faisant un mélange de 2 parties d'oxyde plombique et d'une partie de chlorure sodique, que l'on humecte avec de l'eau pour en faire une bouillie : la masse blanchit et une réaction s'opère, dans laquelle il se fait de l'oxy-chlorure plombique et de l'oxyde sodique hydraté. En lavant le produit solide, et le soumettant à la fusion, on a le composé en question, qui paraît être en proportions définies.

IODURE PLOMBIQUE. — *Iodure de plomb, pulvis auratus.* pharm. — IP. Ce composé est en poudre d'un beau jaune. Il est soluble dans 1235 parties d'eau à la température ordinaire, et dans 194 parties d'eau bouillante. Obtenu par le refroidissement de la dissolution aqueuse, il est en écailles hexagonales, d'un beau jaune d'or métallique, avec un reflet rougeâtre. On peut obtenir facilement cet iodure par double substitution entre l'azotate plombique et l'iodure potassique, dissous dans l'eau, recueillant le précipité sur un filtre, le lavant et le séchant : $Az\ O_6\ P\ b + I\ K = Az\ O_6\ K + I\ Pb$.

On ne peut substituer l'acétate plombique à l'azotate : on obtiendrait un oxy-iodure 2 (O Pb), I Pb.

L'iodure plombique est employé en médecine. On le fait entrer dans une pommade employée dans le traitement des tumeurs d'origine scrofuleuse. Il pourrait être employé en peinture, en remplacement de l'orpiment, qui fait noircir les composés de plomb : il donnerait une couleur transparente pour les glacés.

OXYDES PLOMBIQUES.

HYDRATE PLOMBIQUE. — *Hydrate de plomb.* Lorsque l'on ajoute la dissolution de l'hydrate potassique ou de l'hydrate sodique à une autre dissolution d'azotate plombique, on obtient un précipité blanc soluble dans un excès de l'hydrate, qui est l'hydrate plombique. Il est sans usage.

CARBONATE PLOMBIQUE.—*Carbonate de plomb, céruse, blanc de plomb, blanc d'argent, blanc de Krems, plomb carbonaté.* $C O_3 Pb = C O_2, Pb O$. Ce composé existe dans la nature; il cristallise en prismes rectangulaires droits, dérivant d'un prisme rhomboïdal de 117°. Il est incolore ou blanc, et présente un éclat diamantaire bien prononcé ; son poids spécifique = 6,729. On fabrique beaucoup de carbonate plombique pour la peinture : on lui donne la forme de masses conoïdales, compactes, très denses et d'une couleur blanche. Ce composé est insoluble dans l'eau; il est facilement décomposé par la chaleur; les composés hydriques l'attaquent avec dégagement de gaz carbonique ; il noircit par les émanations de sulfure hydrique ou ammonique. Uni aux huiles siccatives, il s'y combine en partie, et hâte leur dessiccation.

On prépare le carbonate plombique employé en peinture, ou plutôt la *céruse*, par plusieurs procédés : l'un d'eux, dit procédé hollandais, est décrit dans le traité des pierres de Théophraste, qui écrivait il y a environ 2000 ans. Ce procédé consiste à soumettre le plomb à la vapeur du vinaigre, à une température de 35 à 40°. Pour cela, on verse du vinaigre au fond d'un pot de terre cuite, et l'on suspend dans ce pot, à l'aide d'une ficelle et d'un bâton qui repose transversalement sur ses bords, une lame de plomb roulée en spirales qui ne se touchent point. Plusieurs pots, disposés comme il vient d'être dit, sont déposés dans une fosse rectangulaire et entourés de fumier. Il est pro-

able que, dans cette opération, l'air et la vapeur du vinaigre ont passer le plomb à l'état d'acétate basique, qui est décomposé par l'acide carbonique provenant de la fermentation de la aille ou du fumier. Quand la température est inférieure à + 35°, la céruse est grise, parce qu'elle contient du plomb; uand la température dépasse + 50°, la céruse est jaune. près quelques mois, on découvre les fosses, et l'on déroule les ames de plomb : la céruse, qui est fragile, s'en détache facilement. On la broie à l'eau, et on la met sans forme de pains.

En Angleterre, on pratique un procédé qui consiste à broyer oxyde de plomb en présence d'une dissolution d'acétate lombique et de gaz carbonique : la théorie est la même que elle de l'opération précédente.

M. le baron Thenard a imaginé de fabriquer directement la éruse en faisant passer un courant de gaz carbonique au avers d'une dissolution d'acétate basique de plomb : il se it du carbonate plombique, qui se sépare, et l'acétate t ramené à l'état neutre, et devient ainsi propre à dissoudre n nouvel oxyde plombique, que l'on peut précipiter de nouau, et ainsi de suite. Ce procédé a été mis en pratique par L. Roard, et l'on continue à s'en servir dans une usine e Clichy, près Paris; c'est ce qui fait que l'on donne le om de *céruse de Clichy* à celle qui est fabriquée par ce rocédé.

La céruse renferme presque constamment de l'hydrate plombique. On la falsifie souvent avec du sulfate barytique. On reconnaît cette fraude en la dissolvant dans l'azotate ou dans acétate hydrique : le sulfate barytique demeure inattaqué.

La céruse ne peut être remplacée que par très peu de matières blanches, parce que peu d'entre elles forment un blanc ussi opaque et qui *couvre* autant à quantités égales. Depuis eu de temps on a cherché à lui substituer l'*acide antimonieux*, ue l'on prépare facilement en décomposant l'acide sulfo-antimonieux par l'eau, ajoutée en petite quantité. On a pensé que e composé n'entraînerait pas les graves inconvéniens des préparations de plomb pour la santé des ouvriers. Il est évident ue les accidens ne seront pas les mêmes; mais il est éminemment probable que cette préparation antimoniale en entraînera d'autres non moins fâcheux.

La fabrication de la céruse est fort dangereuse pour les

ouvriers qui s'y livrent. Ils sont atteints d'une maladie particulière, que l'on nomme *colique de plomb*. Cette maladie se manifeste par de grandes douleurs dans l'abdomen diminuant par la pression, par l'impossibilité absolue de rendre des matières fécales, et à une époque plus avancée, par la paralysie des membres inférieurs et la mort. Cette terrible maladie est attribuée à la paralysie des nerfs formant les racines antérieures de la moelle épinière, auxquelles le mouvement est dévolu. On a employé contre elle, et avec succès, dans les premiers temps de son existence ou avant les récidives, la limonade sulfurique, les eaux minérales sulfureuses, qui réagissent chimiquement; les purgatifs et la noix vomique, qui réagissent pharmaceutiquement.

Le *léadhillite* et la *lénarkite* sont des composés naturels, formés de carbonate et de sulfate plombiques. On connaît aussi une espèce minérale formée de *proportions* égales de carbonate et de chlorure plombiques : CO_3 Pb, Cl Pb.

OXALATE PLOMBIQUE. — *Oxalate de plomb.*— $C_2 O_4$ Pb = $C_2 O_3$, Pb O. — Ce composé est blanc et anhydre. On peut l'obtenir en petits octaèdres réguliers. Lorsqu'on le chauffe, il se décompose comme il a été dit, p. 181. Il se produit en décomposant l'azotate plombique par l'oxalate potassique neutre, tous deux en dissolution dans l'eau.

AZOTATE PLOMBIQUE. — *Azotate et nitrate de plomb.* Az O_6 Pb = Az O_5, Pb O. Ce sel est limpide et présente l'éclat diamantaire au plus haut degré lorsqu'il est pur. Dans l'état ordinaire, il est blanc. Il cristallise en octaèdres réguliers. Il décrépite sur le feu, fond et se décompose en gaz oxygène, en vapeur d'acide azotosique et en oxyde plombique : Az O_6Pb = O + Az O_4 + Pb O. (Voy. t. 1, p. 181). Il est soluble dans 7 parties et demie d'eau à la température ordinaire et dans une moins grande quantité d'eau bouillante. Une dissolution bouillante de ce sel dissout de l'équi-oxyde plombique, et l'azotate se trouve transformé en azotate bi-plombique : Az O_6 Pb, Pb O. Si l'on verse de l'ammoniaque caustique dans une dissolution d'azotate sodique, en ayant soin d'en mettre beaucoup moins qu'il n'en faut pour précipiter tout le plomb, on obtient un précipité blanc, identique avec le composé précédent.

En versant une dissolution d'azotate plombique dans de l'ammoniaque, en ayant soin qu'elle se trouve toujours en ex-

ès, on obtient un précipité blanc qui est un azotate triplombique hydraté : 2 (Az O_6 Pb, 2 Pb O), 3 HO. Si on fait digérer azotate plombique en poudre dans l'ammoniaque, on obtient n sel séplombique hydraté : 2 (Az O_6 Pb), 6 Pb O, 4 Pb O, HO ($B^{\prime}$) = 2 (Az O_5, 6 Pb O), 3 HO.

Lorsque l'on chauffe à + 80° une dissolution d'azotate plombique en contact avec du plomb laminé très fin, ce métal se dissout et l'on obtient des composés plus chargés en plomb, et que l'on considère comme des *azotites :* 100 parties d'azotate et 78 parties de plomb donneraient un *azotite bibasique* Az O_3, 2 Pb O ; si, au lieu de 78 parties de plomb, on en emploie 150, on obtient un *azotite quadribasique* Az O_3, 4 Pb O. On pense généralement qu'il se dégage du bi-oxyde d'azote dans cette réaction. M. Berzélius dit que l'on peut éviter ce dégagement en ne dépassant pas + 80°. Si cela est, il est évident que ces composés ne sont point des azotites, mais des combinaisons toutes particulières qui demandent à être étudiées de nouveau.

PHOSPHATE ÉQUIPLOMBIQUE. — *Métaphosphate de plomb. Phosphate de plomb monobasique.* PO_6 Pb ($B^{\prime}$). Composé blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, que l'on obtient par double décomposition de l'azotate plombique et du phosphate équisodique, recueillant, lavant et desséchant le précipité par les procédés ordinaires. Il sert pour préparer le phosphate équihydrique.

PHOSPHATE BI-PLOMBIQUE. — *Pyrophosphate de plomb ; phosphate bibasique de plomb.* PO_6 Pb, Pb O ($B^{\prime}$). Ce composé ressemble parfaitement au précédent. On l'obtient en opérant de la même manière, mais en employant le phosphate bi-sodique. Il sert pour préparer le phosphate bihydrique.

PHOSPHATE TRI-PLOMBIQUE. — *Phosphate de plomb ; phosphate tribasique de plomb.* PO_6 Pb, 2 Pb O ($B^{\prime}$). Ce sel ressemble encore aux précédens ; on l'obtient en employant le phosphate tri-sodique au lieu des phosphates équi et bi-sodiques.

Il existe un phosphate tri-plombique naturel dans lequel 3 équivalens de ce sel sont combinés à 1 équivalent de chlorure plombique. Sa formule est donc 3 (PO_6 Pb), 6 Pb O, Cl Pb (B_1). Il cristallise en prismes hexaèdres réguliers ; son poids spécifique = 7,09. Les minéralogistes le nomment *pyromorphite.*

La *mimétèse* est un arséniate triplombique, naturel, ayant la

même forme; mais dans lequel, évidemment le phosphore est remplacé par l'arsenic.

ARSÉNIATES PLOMBIQUES. On peut obtenir des arséniates plombiques correspondans aux phosphates en employant les mêmes moyens, mais en substituant des arséniates sodiques aux phosphates sodiques. Ces arséniates, chauffés avec du charbon, donnent de l'arsenic métallique.

BORATE PLOMBIQUE. 2 (BO_3), PbO? Blanc, pulvérulent, fusible en un verre incolore. Peut être obtenu en décomposant une dissolution d'azotate plombique par une dissolution de borate sodique.

SILICATES PLOMBIQUES. L'équi-oxyde plombique et l'acide silicique fondent ensemble en plusieurs proportions, à l'aide de la chaleur, et donnent une masse vitreuse d'une couleur jaunâtre. Ce verre de plomb pur n'est pas usité; mais il entre comme élément essentiel dans le cristal de gobeletterie, dans le strass et dans le flint-glass employé pour faire les verres achromatiques.

CHROMATE PLOMBIQUE. — *Chromate de plomb; plomb chromaté, plomb rouge de Sibérie; crocoïse*, Min. $CrO_4Pb = CrO_3$, PbO. Ce composé existe à l'état naturel; c'est en l'examinant que Vauquelin a découvert le chrôme. Il cristallise en prismes de 93° 90', dont les faces sont inclinées sur les bases de 99° 10'. Ce composé présente par conséquent l'hétéromorphisme avec le sulfate plombique, et donne lieu de penser qu'on trouvera celui-ci en prismes obliques, et que lui-même sera trouvé en prismes droits. Le produit naturel est rouge; cependant il est quelquefois jaune, et j'en ai vu de naturel qui était incolore et limpide. Je l'ai essayé chimiquement et lui ai trouvé tous les caractères de l'espèce colorée; je puis même ajouter que des cristaux étaient incolores à une extrémité et colorés à l'autre.

Le chrômate plombique artificiel est en poudre d'un beau jaune vif, ou en masses rectangulaires ou en trochisques. On le nomme *jaune de chrôme* dans le commerce. Il est insoluble dans l'eau. Il peut être dissous par l'hydrate potassique et l'eau; il donne ainsi une liqueur jaune qui contient du chrômate potassique et de l'oxyde plombique en dissolution. Un mélange d'alcool et de chlorure hydrique le détruit: il se forme du *chlorure éthylique* qui se dégage, du chlorure plombique qui se

précipite, et de l'équi-chlorure chrômique qui demeure en solution. La désoxydation de l'acide chrômique indique qu'il doit se former d'autres produits dans cette réaction, soit du *formiate hydrique*, soit de *l'aldéhyde*.

Le chrômate plombique est employé en peinture. Les chimistes en font aussi usage dans les analyses organiques, comme d'un corps comburant, parce qu'il recèle de l'oxygène qu'il abandonne facilement.

On prépare le chrômate plombique par double substitution entre une dissolution de chrômate potassique et une dissolution d'azotate plombique, où entre le sulfate plombique pulvérulent et le chrômate potassique. Le produit est recueilli, lavé et desséché. Si les liqueurs sont acides, ce produit est jaune clair; si elles sont alcalines, il prend, au contraire, une nuance orangée par le mélange de chrômate bi-plombique qui se forme.

CHROMATE BI-PLOMBIQUE. $CrO_4Pb, PbO\,(B') = CrO_3, 2PbO$. Ce composé est toujours artificiel. Il est d'un rouge vif. On le prépare en décomposant l'azotate plombique par une dissolution de chrômate potassique, contenant de l'hydrate potassique, équivalent pour équivalent. On peut l'obtenir par voie sèche en ajoutant par petites portions du chrômate plombique dans de l'azotate potassique en fusion. Il se fait du chrômate potassique, de l'acide azotique est détruit, et le composé passe à l'état de chrômate bi-plombique; aussitôt que la réaction est terminée et avant que tout l'azotate soit détruit, on décante les dernières parties de ce sel et le chrômate potassique en fusion. Le chrômate bi-plombique reste dans le creuset.

Le chrômate bi-plombique est employé en peinture.

Extraction du plomb.

Le plomb provient entièrement des traitemens de la galène. Le procédé le plus simple est le plus anciennement connu. Ce procédé consiste à griller imparfaitement le sulfure plombique : il en résulte du sulfate plombique; la portion non oxydée étant moins dense, se dépose, et lorsqu'on juge que le grillage est assez avancé, on opère le mélange de toute la masse ; il se dégage alors du gaz sulfureux, et du plomb fondu se sépare. A la fin de l'opération, on ajoute de la chaux vive qui détruit complétement le sulfate excédant et permet aux scories de se séparer.

Cette opération était connue des anciens Grecs, et si elle a échappé à l'observation, c'est que l'on a cru que le Στίμμι était le sulfure d'antimoine; et que l'on rapportait à ce composé un passage qui appartient à la galène (1). Voici un passage de Dioscoride qui le démontre : Uritur etiam carbonibus succensis afflatum, quoad igni deflagret : *Si enim paulò magis concremetur*, PLOMBUM FIT. Lib. 5, cap. 59.

Les ferrailles peuvent être employées au lieu de chaux pour réduire le plomb du sulfure plombique; mais elles coûtent trop cher pour qu'on en fasse usage.

M. Berthier a expliqué le procédé précédent en faisant voir que le sulfate et le sulfure plombiques en *proportions chimiques* égales se convertissent entièrement en gaz sulfureux et en plomb : $SO_4\,Pb + SPb = 2\,(Pb + SO_2)$. *V. l'extraction de l'argent par la coupellation.*

Caractères des dissolutions plombiques.

Les dissolutions plombiques sont incolores; leur saveur est sucrée et astringente.

Les sulfures *hydrique et natroïdique*, y font naître un précipité noir de sulfure plombique.

Les *carbonates solubles* y font naître un précipité blanc, de carbonate plombique, insoluble dans l'eau.

Le *sulfate hydrique* et les autres *sulfates* solubles y font naître un précipité blanc, insoluble dans l'eau et à peine soluble dans l'azotate hydrique; mais soluble dans l'hydrate potassique en excès, et dans le chlorure hydrique aqueux bouillant.

Le *chlorure hydrique* et les autres chlorures y font naître un précipité blanc nacré, de chlorure plombique, lorsque la liqueur n'est pas trop étendue.

L'*iodure potassique* y fait naître un beau précipité jaune d'iodure plombique.

L'*hydrate potassique* y fait naître un précipité blanc d'hydrate plombique qu'il peut redissoudre si l'on en emploie une quantité suffisante.

L'*ammoniaque* fait naître un précipité blanc qu'elle ne peut redissoudre. *Elle ne fait point naître de précipité dans l'acétate plombique.*

Le *chrômate potassique* y fait naître un précipité jaune, de chrômate plombique.

Le *phosphate sodique*, *l'oxalate trihydrique et les autres oxalates*, *le cyanure jaune de potassium et de fer*, *les arsénites*, *les arséniates*, y font naître des précipités blancs de sels plombiques.

Le *cyanure rouge de potassium et de fer* n'y fait point naître de précipité.

Le *zinc* y fait naître un précipité dendritique de plomb métallique.

En outre, les composés plombiques sont faciles à réduire, et donnent un globule métallique, malléable et très mou.

Chauffés au chalumeau, ils laissent une auréole jaune sur le charbon.

(1) Il est possible que les Grecs et les Romains aient confondu ces deux eps.

XI^e ORDRE.

NATROIDES.

re des natroïdes comprend les métaux entrant dans la constitution des vé-
et des plus puissans alcalis (1). A cela près de l'ammonium qui est un mé-
osé et hypothétique, ils sont caractérisés par un équi-oxyde susceptible de
an hydrate et par un carbonate qui résistent à la température la plus élevée,
décomposer, et qui sont solubles dans l'eau.
ombinaisons formées par les natroïdes paraissent différer notablement de
rmées par les calcoïdes. Au moins, les caloricités spécifiques de leurs diverses
isons, indiquent que les équivalens d'un même ordre, chlorure, azotate,
ne concourent pas à former un même nombre de molécules réelles. Il ré-
là que la constitution mécanique des différens métaux de ces deux ordres
t pas la même pour chacun d'eux. A l'appui de ces observations, on peut
qu'il n'y a peut-être pas un seul exemple bien constaté qui démontre l'iso-
e des natroïdes et des calcoïdes, si ce n'est peut-être lorsque l'on compare
ses de divers felspaths, encore y a-t-il beaucoup à dire sur ce sujet.
élémens natroïdiques paraissent être isodynamiques avec le double de l'é-
nt du cuivre et du mercure, et avec celui l'argent : aussi, les savans qui admet-
théorie chimique des atomes, représentent-ils les équivalens des natroïdes
rgent par deux atomes, ainsi que cela se fait pour l'hydrogène.
composés natroïdiques sont leucolytes. Ils sont en outre généralement so-
dans l'eau ; aussi, résulte-t-il de là qu'ils ne donnent de précipités que par
petit nombre de réactifs, et que leurs caractères chimiques sont peu va-
ouvent négatifs.
dre des natroïdes est divisé en deux sous-ordres qui sont les *kalides* et les
s.

KALIDES.

Potassium, ammonium, lithium.

potassium, qui est généralement considéré comme un élément chimique, est
ment isodynamique et isomorphe avec l'ammonium qui est un métal com-
Ces corps paraissent être isodynamiques avec le sodium qui est le seul na-
connu ; mais ils ne sont point toujours isomorphes. En outre, ce dernier donne

(1) On a donné anciennement le nom d'*alcalis* à des corps que l'on a su depuis
s oxydes metalliques. Ils sont caractérisés par leur solubilité dans l'eau, leur
urineuse, leur action sur le tournesol rouge qu'ils bleuissent et par la pro-
qu'ils possèdent de neutraliser parfaitement les *acides*. Les plus anciens al-
laient la potasse, l'ammoniaque et la soude. On y a ajouté la lithine, la baryte,
ontiane et la chaux.

souvent lieu à des composés hydratés que les kalides donnent anhydres dans les mêmes circonstances.

Les chloroïdures des deux séries sont isomorphes et appartiennent au système isoaxique.

POTASSIUM.

Kalium.

K = 489, 92.

Le potassium a été découvert par H. Davy, au commencement d'octobre 1807. Il l'obtint en décomposant l'hydrate potassique par une pile de 200 paires. Pour cela, il place l'hydrate entre deux plaques de platine communiquant avec les pôles de l'appareil : l'hydrate entre en fusion, de l'oxygène se dégage au pôle positif, et de petits globules métalliques recouvrent la plaque attenant au pôle négatif. En 1808, MM. Gay-Lussac et Thenard ont obtenu le potassium en décomposant l'hydrate potassique par le fer à une température élevée.

Le potassium est solide, mou comme la cire ; sa couleur est blanche et il possède un vif éclat métallique; mais il se ternit rapidement à l'air et prend immédiatement une couleur gris de plomb, puis, peu de temps après, il est blanc mat. Son poids spécifique = 0,865 à + 15°; il fond à + 58°. Il est volatil, sa vapeur est verte. Il absorbe rapidement l'oxygène de l'air et décompose l'eau avec une grande énergie. Lorsqu'on en jette un globule à la surface de ce liquide, il s'enflamme immédiatement et brûle en même temps que l'hydrogène de l'eau décomposée. Lorsque tout le potassium a brûlé il reste un globule transparent, qui surnage un instant sur l'eau ; presque immédiatement après, ce globule s'enfonce dans ce liquide et fait entendre un fort pétillement. Ce globule est de l'oxyde potassique anhydre, plus dense que l'eau ; n'étant plus soutenu à la surface de ce liquide, par le dégagement de l'hydrogène, il s'enfonce et s'hydrate avec bruit. Le soufre, les chloroïdes, le phosphore et l'arsenic, s'unissent au potassium avec une grande énergie. Il enlève les oxoïdes, les chloroïdes et le phosphore à presque tous les corps qui en renferment. L'action n'a quelquefois lieu qu'à une température élevée : c'est en opérant avec ce corps que l'on obtient le bore, le silicium, l'aluminium, le magnésium et le glucyum. Il décompose les chloroïdures hydriques gazeux ; lorsqu'on le fait réagir sur le sulfure hydrique, il en

décompose un équivalent dont il déplace l'hydrogène, et le sulfure produit se combine avec un deuxième équivalent de sulfure hydrique, de telle manière qu'il en résulte un sulfure hydro-potassique = SK, SH. Cette réaction fait que le volume du sulfure hydrique décomposé est égal à celui qui est absorbé.

On conserve le potassium dans des flacons qui en sont complétement remplis et fermés à la cire, et le plus souvent dans du naphte. Ce corps est un liquide formé uniquement de carbone et d'hydrogène, qui ne peut altérer le potassium.

Pendant long-temps on a obtenu le potassium par la méthode de MM. Gay Lussac et Thenard; mais depuis quelques années on suit une autre méthode plus avantageuse, dont la première idée est due à Curaudeau et qui a été perfectionnée par M. Brunner. Cette méthode consiste simplement à chauffer fortement, dans un appareil distillatoire, un mélange de 14 parties de tartre carbonisé dans un creuset fermé, et une partie de charbon de bois pulvérisé grossièrement. Ce charbon a pour but de diviser la masse, de s'opposer à ce qu'elle fonde, et de prévenir ainsi une des causes de l'occlusion du col de la cornue; occlusion qui est dangereuse à cause des explosions qui peuvent en être la suite.

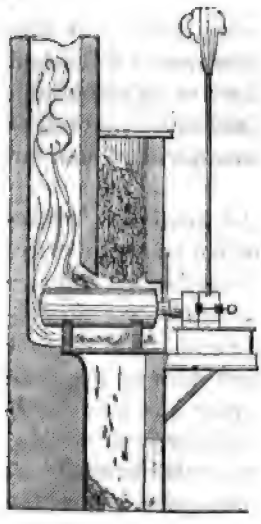
Cette opération peut être faite dans des bouteilles à mercure, qui sont en fer battu; on y ajoute un col très large et très court, qui doit donner dans un récipient particulier, qui sera décrit incessamment. La cornue doit être lutée avec un mélange d'argile, de ciment et de bouse de vache, afin d'éviter qu'elle brûle. Elle est posée sur un support dans un fourneau dont la cheminée est divisée en deux parties: la partie postérieure est un conduit ordinaire destiné à donner issue aux produits de la combustion; la partie antérieure de la cheminée est coupée horizontalement et forme ainsi un réservoir que l'on remplit d'un mélange de coke et de charbon qui sert à alimenter le fourneau. Ce réservoir est fermé avec une plaque de métal qui s'oppose aux courans d'air et empêche ainsi que le feu s'étende au combustible qu'il renferme. Ce combustible descend par l'action de la pesanteur, et vient remplacer celui qui brûle à mesure que la combustion le fait disparaître.

Le récipient est une boîte de cuivre rectangulaire protégée par une cloison verticale, qui n'atteint pas la paroi infé-

rieure. La partie postérieure du récipient est percée po
cevoir le col de la cornue. La partie supérieure du cot
de la boîte est percée au-dessus de la case antérieure
recevoir un long tube destiné à donner issue aux vapeu
outre de ceci, le vase est percé d'avant en arrière, au
de la paroi antérieure et de la cloison médiane, vis-à
l'ouverture de la cornue, afin de pouvoir la dégager
venait à s'obstruer. Cette double ouverture est bouch
deux bouchons enfilés sur une même tige.

On met du naphte dans le récipient et le récipie
même est placé dans un vase plein d'eau, il est aussi rec
d'un linge mouillé et arrosé par un filet d'eau pour l'e
nir à une basse température.

En chauffant la cornue, le potassium se sépare; il dis
vient se condenser dans le récipient. Tant que la réa
lieu, il se dégage des gaz qui sorte
le tube placé sur le récipient. On
le feu s'ils cessaient de brûler a
temps voulu pour la durée de l'
tion, cela serait dû à ce que le
neau se refroidirait, ou à ce que
de la cornue serait obstrué. D
dernier cas, il faudrait retirer le bo
antérieur du récipient et débou
col de la cornue avec une long
rière en ayant soin de se placer d
pour éviter de recevoir un jet d
l'instant où l'instrument pénètr
la cornue. Cette opération doit êt
rapidement pour éviter une expl



Il serait difficile de rendre c
d'une manière exacte de tou
réactions qui ont lieu dans la préparation du potas
cependant le résidu du tartre distillé peut être con
comme un mélange intime de carbonate potassique
charbon. Sous l'influence de la chaleur et du charbon, l
bonate potassique est décomposé, et il se produit du
sium et du gaz oxyde de carbone : $CO_3K + 2C = K +$

On ne peut éviter, dans cette opération, qu'une partie du potassium
gisse sur l'oxyde de carbone et ne donne naissance à un produit noirâtr

posé de carbone, d'oxygène et de potassium qui, selon M. Liebig, pourrait avoir pour formule $C_7 O_7$, 3 K. Mis en présence de l'eau, il donne lieu à un dégagement d'hydrogène impur et carboné, inflammable à la température ordinaire, et il se forme du *rhodizonate potassique* : $C_7 O_7$, 3 KO. En chauffant la dissolution aqueuse de ce rhodizonate, il se produit de *l'hydrate*, de *l'oxalate* et du *croconate potassiques*. Les rhodizonates sont rouges, et c'est de cette couleur qu'ils tirent leur nom ; les croconates sont jaunes, et ils tirent aussi leur nom de leur couleur.

OXOÏDURES POTASSIQUES.

ÉQUI-OXYDE POTASSIQUE. — *Protoxyde et oxyde de potassium*, *potasse* (dans les sels). — KO = 589,92. Cet oxyde est solide, blanc, fusible, très caustique; il absorbe l'humidité et l'acide carbonique atmosphériques. On peut l'obtenir en abandonnant du potassium en couches minces dans de l'air sec : il faut éviter de chauffer, parce qu'on obtiendrait du tri-oxyde potassique. L'équi-oxyde potassique est un produit de l'art; il est sans usages. MM. Gay-Lussac et Thenard ont déterminé sa composition en mesurant le volume de l'hydrogène mis en liberté par un certain poids de potassium, mis en présence de l'eau : du volume de l'hydrogène, on passe facilement au poids de l'oxygène. Ces savans ont trouvé ainsi que 100 parties de potassium s'unissaient à 19,945 d'oxygène pour former l'équi-oxyde (*V.* t. 1, p. 467).

OXYDE HYDRO-POTASSIQUE OU HYDRATE POTASSIQUE. — *Alcali végétal*, *hydrate de potasse*, *potasse*, *potasse caustique*, *potasse à l'alcool*. — KO, HO = 702,4. Composé, ordinairement en plaques de quelques millimètres d'épaisseur, blanc ou jaunâtre, translucide, présentant une apparence de cristallisation fibreuse, dont les fibres sont normales aux surfaces des plaques; ayant un poids spécifique de 1,706, possédant une saveur des plus caustiques et développant dans la bouche une odeur ammoniacale dite alcaline ou urineuse (1). Il entre en fusion par la chaleur, et peut supporter l'action d'une température très élevée, sans perdre l'eau dont il renferme les élémens. Si dans cette circonstance il est en contact avec l'air, il peut alors perdre de l'eau, absorber de l'oxygène et se transformer ainsi en tri-oxyde potassique.

L'oxyde hydro-potassique est très avide d'humidité; il se

(1) Cette odeur, qui caractérise la saveur alcaline, est due à la décomposition des sels ammoniacaux contenus quelquefois dans la salive.

combine rapidement avec l'eau, en développant beaucoup de chaleur, et n'exige que la moitié de son poids de ce liquide pour se dissoudre. Lorsque l'on concentre fortement sa dissolution aqueuse, il donne des cristaux en prismes à quatre pans, probablement obliques, qui contiennent cinq équivalens d'eau répartis comme cette formule l'indique : KO, HO; 4 HO (Graham).

L'oxyde hydro-potassique absorbe non-seulement l'humidité de l'atmosphère, mais il en absorbe aussi l'acide carbonique avec une grande avidité. Sa dissolution le fait encore avec plus d'énergie; aussi l'un et l'autre doivent-ils être conservés dans des flacons bien bouchés.

L'alcool dissout très facilement l'oxyde hydro-potassique, et l'on profite de cette action pour le séparer des matières salines qui pourraient le rendre impur. Cet oxyde réagit vivement sur les réactifs colorés; il ramène au bleu le tournesol rougi par un sel hydrique, et rougit le papier de curcuma. Sa dissolution réagit facilement sur le soufre, qu'elle dissout en donnant naissance à un poly-sulfure ; elle dissout le chlore, le brôme, l'iode et le cyanogène, en donnant naissance à des chloroïdures et à des chloroïdates. Avec le chlore, elle peut donner un hypo-chlorite (*V.* ci-dessous). Avec le phosphore, elle donne du phosphure hydrique PH_2 et de l'hypo-phosphite potassique. L'oxyde hydro-potassique solide altère peu l'argent à chaud; mais il attaque assez facilement le platine; aussi ne doit-on point le fondre dans des creusets de ce dernier métal. Il neutralise complétement *les propriétés acides* des composés hydriques; un équivalent d'acide carbonique ne fait même pas disparaître entièrement ses *propriétés alcalines*. Il se combine facilement avec l'acide silicique par la fusion; il s'empare même de cet acide lorsqu'il est uni avec les bases, et décompose par conséquent les silicates. En général même, il décompose la plupart des sels et s'empare de leurs acides, lorsque les sels que lui-même peut former avec ces acides ne sont pas destructibles par la chaleur.

La dissolution d'oxyde hydro-potassique détruit facilement, même à froid, la plupart des matières organiques, azotées ou non; il dissout immédiatement la peau; de là son emploi comme caustique pour faire des cautères. Chauffé à sec avec les matières non azotées, il donne naissance à de l'oxalate po-

sique, selon les observations de M. Gay-Lussac. Chauffé ec les matières azotées, il détermine la mise en liberté de ut l'ammoniaque qui se produit. Sa dissolution saponifie ra-dement les corps gras.

La grande causticité de l'oxyde hydro-potassique en fait un ison terrible et violent, qui détruit en peu de temps les or-nes avec lesquels il est en contact.

Préparation. — On prépare l'oxyde hydro-potassique en composant le carbonate potassique dissous dans l'eau par de ydrate calcique. Le peu de solubilité de ce dernier corps fait ue l'on est obligé d'en employer plus d'un équivalent contre a de carbonate. En employant parties égales de l'un et de utre, la réaction est complète. L'opération peut être faite à oid ; mais elle réussit mieux à chaud : il se fait du carbonate lcique insoluble et de l'oxyde hydro-potassique soluble : a O_2 H + CO_3 K = CO_3 Ca + KO_2 H. La liqueur ne peut tre filtrée, parce qu'elle altère la plupart des matières fil-rantes ; mais elle s'éclaircit rapidement et on la décante à aide d'un siphon ou de trous percés à différentes hauteurs ans le vase qui la recèle. On verse goutte à goutte dans cette iqueur une dissolution de carbonate potassique pour préci-iter le peu de chaux qu'elle peut tenir en dissolution. On la isse déposer dans un vase fermé, on la décante de nouveau t on l'évapore dans une bassine d'argent ou de fer poli. Quand a liqueur est suffisamment évaporée, on la coule sur une plaque le marbre, d'argent ou de fer poli. Aussitôt que l'oxyde hy-dro-potassique est solidifié, on le casse en fragmens que l'on enferme immédiatement dans des flacons fermant hermétiquement.

L'oxyde hydro-potassique, préparé comme il vient d'être lit, porte dans le commerce le nom de *potasse à la chaux.* ette potasse est impure parce qu'elle peut retenir plusieurs els potassiques qui étaient dissous dans l'eau, en même temps u'elle. On la purifie en la traitant par l'alcool qui la dissout, t n'a qu'une action très minime sur les sels. Pour faire cette pération convenablement, on évapore la liqueur jusqu'à ce u'elle ait une consistance assez épaisse ; alors on y ajoute un oids d'alcool égal au tiers de celui du carbonate potassique mployé, on fait bouillir le tout un instant, et on l'introduit nsuite dans un flacon que l'on bouche. Après un repos suffi-

sant, on observe trois couches dans le flacon : une couche inférieure de matières solides, formée de sulfates potassique et calcique; une couche moyenne, qui est une dissolution aqueuse de sulfate, de carbonate et de chlorure potassiques, et d'hydrate calcique. La couche supérieure, qui est ordinairement colorée en brun, est une dissolution d'oxyde hydro-potassique, contenant une petite quantité de chlorure potassique. Cette dissolution est décantée à l'aide d'un syphon, distillée pour ne point perdre l'alcool, et évaporée dans une bassine d'argent. Le produit de l'évaporation se couvre d'une couche solide, d'une couleur foncée, presque noire, que l'on perce en un endroit pour couler l'oxyde hydro-potassique fondu qui est au-dessous d'elle, sur une plaque convenable.

La potasse, préparée comme il vient d'être dit, a une valeur vénale cinq à six fois plus grande que la précédente : on la nomme *potasse à l'alcool.*

Pour avoir de la potasse pure, il faut la préparer avec le *sel de tartre* (*V.* plus loin). Pour l'avoir encore plus pure, il faudrait employer du carbonate hydro-potassique cristallisé (bi-carbonate).

La potasse à la chaux est employée en médecine. On la nomme *pierre à cautère*, parce qu'elle sert effectivement pour faire des cautères. Pour cet usage, on lui donne quelquefois la forme de petits cylindres que l'on obtient en la coulant dans une lingotière. Il arrive souvent que la potasse se dissout, fuse et fait, au lieu d'un cautère, une véritable plaie d'une très grande étendue; aussi on lui préfère généralement aujourd'hui le caustique de Vienne qui est formée d'oxyde hydro-potassique et de chaux vive, et qui n'a pas cet inconvénient.

La potasse est un des agens les plus employés dans les laboratoires de chimie, elle a aussi plusieurs usages dans les arts et sert principalement pour faire le savon mou. Dans les contrées, rares aujourd'hui, où le carbonate sodique est plus cher que le carbonate potassique, on s'en sert pour faire le savon dur que l'on décompose ensuite par une dissolution de sel marin.

Lorsque l'hydrate potassique est dissous, le poids spécifique de la liqueur peut servir pour apprécier sa richesse. Le tableau suivant, que l'on doit à Dalton, a été construit à cet effet.

Potasse réelle dissoute dans l'eau, indiquée par le poids spécifique de la liqueur.

Poids spécifique.	Potasse.	Poids spécifique.	Potasse.	Poids spécifique.	Potasse.
1,68	0,512	1,42	0,344	1,23	0,195
1,60	0,467	1,39	0,324	1,19	0,162
1,52	0,429	1,36	0,294	1,15	0,130
1,47	0,396	1,33	0,263	1,11	0,098
1,44	0,368	1,28	0,234	1,06	0,047

TRI-OXYDE POTASSIQUE. — *Per-oxide de potassium.* — KO_3. Cet oxyde est amorphe et d'une couleur jaune-verdâtre ; il est plus dense que le potassium. L'eau le décompose et le transforme en oxyde hydro-potassique qui se dissout, et en oxygène qui se dégage. Il suit de là que sa saveur est caustique et qu'il a une réaction alcaline. Cet oxyde se forme en brûlant le potassium dans un excès d'oxygène ; il se produit encore en calcinant l'hydrate potassique dans l'air à une température très élevée. On établit sa composition en brûlant un poids déterminé de potassium dans une cloche courbe contenant un volume également déterminé d'oxygène : du volume de ce gaz absorbé on déduit son poids. Il est sans usages.

Sulfures potassiques.

Il existe sept sulfures potassiques, dans lesquels, pour une même quantité de potassium, le soufre est multiple de lui-même par 2 : 4 : 6 : 8 : 9 : 10. Tous n'ont pas la même importance ; on distingue principalement l'équi-sulfure, le sulfure hydro-potassique et le quinti-sulfure.

ÉQUI-SULFURE POTASSIQUE. — *Sulfure de potassium.* — SK = 589,9. En masse rouge fibreuse, hygroscopique, caustique et développant l'odeur de sulfure hydrique lorsqu'on l'applique sur la langue. Il est très soluble dans l'eau. On peut l'obtenir à l'état solide en réduisant le sulfate potassique par le charbon ou par l'hydrogène : $SO_4K + 4C = SK + 4CO$ et $SO_4K + 4H = SK + 4HO$.

Si l'on fait passer un courant de sulfure hydrique dans une dissolution d'hydrate potassique, il se fait du sulfure potassique ; mais le sulfure formé s'unit au sulfure hydrique, équivalent pour équivalent, de manière à former un sulfure hydro-potassique $\begin{cases} SK \\ SH \end{cases}$ Le premier temps de la réaction est représenté par $SH + KO = SK + HO$ et le second temps, par $SK + SH$

= SK, SH. On peut profiter de cette réaction pour préparer le sulfure simple; pour cela, il faut diviser une dissolution d'hydrate potassique en deux parties égales, dans l'une d'elles faire passer un courant de gaz sulfure hydrique jusqu'à refus. Chauffer la liqueur obtenue en y faisant passer un courant d'hydrogène pour chasser le sulfure hydrique simplement dissous, et y ajouter enfin la deuxième moitié de la dissolution d'hydrate potassique : le tout se trouve transformé en équi-sulfure potassique : SK, SH + KO = 2 (SK) + HO.

Le sulfure simple potassique est employé comme réactif chimique.

Quelquefois la dissolution de sulfure potassique est colorée en jaune par du polysulfure dissous. On la décolore en y ajoutant du mercure et en agitant : ce métal s'empare ainsi du soufre en excès et finit quelquefois par donner du vermillon d'une grande beauté.

QUINTI-SULFURE POTASSIQUE.—*Polysulfure de potassium*. S_5K. On obtient ce sulfure en chauffant ensemble l'équi-sulfure et du soufre en excès. Tout le soufre au-delà de 5 équivalens, s'en va à l'état de vapeur, le reste demeure combiné. Ce sulfure est solide, brun-jaunâtre, hygroscopique, très soluble dans l'eau et même soluble dans l'alcool; il absorbe facilement l'oxygène de l'air, blanchit et se délite à sa surface. L'humidité et l'acide carbonique atmosphériques le décomposent et en chassent du sulfure hydrique très reconnaissable à son odeur. La dissolution de ce sulfure est en général décomposée par les sels hydriques : il se dégage du sulfure hydrique et il se dépose du soufre blanc, hydrogéné. C'est ainsi que l'on obtient le soufre précipité, en opérant sur le *foie de soufre* dont il va être question. Quand on ajoute une dissolution de ce sulfure dans celle du chlorure hydrique, il se fait un dépôt liquide de polysulfure hydrique (V. t. 1, p. 567 et 571). Le polysulfure potassique est le composé essentiel qui entre dans la composition du *foie de soufre*.

Foie de soufre (*mélange de quinti-sulfure et de sulfate potassiques*. — Ce composé jouit de toutes les propriétés du quinti-sulfure potassique. On l'obtient en fondant ensemble parties égales de carbonate potassique bien sec et de soufre : du gaz carbonique et le soufre en excès se dégagent, et il reste un résidu formé d'un mélange de 3 proportions de quinti-sulfure po-

ssique contre 1 de sulfate : $4\,CO_3\,K + 16\,S = SO_4\,K + 3\,S_5\,K + 4\,CO_2$. 1,000 parties de carbonate potassique en donent 1,625 de foie de soufre, contenant 0,315 de sulfate possique et le reste, ou 1,310, de sulfure. Lorsque le produit t en pleine fusion, on le coule sur une plaque de marbre. n le casse aussitôt qu'il est solidifié et on le renferme iédiatement dans des flacons à large ouverture que l'on mplit autant que possible et que l'on bouche bien.

Le *foie de soufre* est employé en médecine. On le dissout our préparer des lotions et des bains qui portent le nom de *ains de barèges artificiels*. Ce produit est caustique et excessivement vénéneux lorsqu'il est administré à l'intérieur.

Indépendamment des sulfures précédens, on connaît encore les sulfures $S_2\,K$, $S_3\,K$, $S_4\,K$, $S_7\,K_2$ et $S_9\,K_2$.

Le sulfure potassique $S_2\,K$, est solide, d'une couleur orangée et s'obtient en abandonnant à l'air une dissolution alcoolique de sulfure hydropotassique; l'oxigène de l'air s'empare de l'hydrogène du composé pour former de l'eau, et le bisulfure prend naissance $\left.\begin{matrix} S\,K \\ S\,H \end{matrix}\right\} + O = S_2\,K + HO$. On arrête l'opération quand la liqueur commence à se troubler ; on la décante et on l'évapore immédiatement dans le vide.

Le tri-sulfure potassique $S_3\,K$, ressemble beaucoup au foie de soufre, et l'on peut l'obtenir par le même moyen, mais en n'employant que 0,582 de soufre contre 1, de carbonate potassique : la réaction a lieu de la même manière et se trouve représentée par $4\,CO_3\,K + 10\,S = SO_4\,K + 3\,S_3\,K + 4\,CO_2$. Si l'on employait moins de soufre, il resterait du carbonate potassique non décomposé; si l'on en employait davantage, il se formerait du quinti-sulfure potassique qui resterait dans le mélange. En faisant passer un courant de vapeur d'acide sulfo-carbonique sur du carbonate potassique chauffé au rouge, on obtient le tri-sulfure exempt de tout mélange.

Le quadri-sulfure potassique $S_4\,K$ ressemble beaucoup au foie de soufre et s'obtient en remplaçant le carbonate par le sulfate potassique dans l'opération précédente.

En décomposant le sulfate potassique dans un courant de sulfure hydrique, à l'aide de la chaleur, on obtient le sulfure $K_2\,S_7$, selon M. Berzélius.

On obtient le sulfure $K_2\,S_9$, selon le même savant, en chauffant au rouge sombre un mélange de quadri-sulfure potassique et de soufre dans un courant de sulfure hydrique.

CHLOROÏDURES POTASSIQUES.

Les chloroïdes, en s'unissant au potassium, équivalent pour équivalent, donnent des composés très stables et cristallisant avec facilité. Les chloroïdures ainsi formés sont incolores, très sapides, solubles dans l'eau et cristallisables en cubes. Tous ces chloroïdures sont des chlorobases qui se combinent facilement avec les acides correspondans.

Lorsque plusieurs proportions d'un chloroïde s'unissent au potassium, il en résulte des composés, généralement colorés en jaune ou en brun, qui participent des propriétés des chloroïdes et sont instables. On peut même douter que ce soient des composés produits par des combinaisons intra-moléculaires (V. t. 1, p. 71).

FLUORURE POTASSIQUE. FlK. Sel incolore, limpide, déliquescent, très soluble dans l'eau, difficilement cristallisable en trémies et en cubes. Sa saveur est âcre et salée; il réagit comme les alcalis sur les papiers réactifs. On le prépare en saturant incomplètement le fluorure hydrique par le carbonate potassique, évaporant jusqu'à siccité et chauffant au rouge pour chasser l'excès du fluorure hydrique. Ce composé est sans usages.

CHLORURE POTASSIQUE. — *Sel fébrifuge de Sylvius. Hydrochlorate de potasse, Muriate de potasse, Chlorure de potassium*, ClK= 932, 56. Sel solide, cristallisable en cubes, d'une saveur salée et piquante. L'eau en dissout 0,292 à 0° et 0,002738 par chaque degré en sus; il se dissout aussi dans l'alcool; il fond au rouge sombre et se volatilise à une température plus élevée. M. Gay-Lussac a observé qu'une partie de chlorure potassique pulvérisé, en se dissolvant dans 4 parties d'eau, en abaisse la température de 11° 4. Dans les mêmes circonstances, le chlorure sodique n'abaisse la température de l'eau que de 1° 9. A l'aide d'un bon thermomètre et en opérant dans un vase très mince, vase dont à la rigueur on pourrait tenir compte par le calcul, on peut déterminer la composition d'un mélange de ces deux sels; car, par un tel mélange, l'abaissement de la température est toujours supérieur à 1° 9 et inférieur à 11° 4, et la quantité de chaque sel est réciproque à la différence des températures extrêmes, à la température observée; c'est-à-dire que la quantité de chlorure sodique correspond à la différence entre la température observée et l'abaissement qui serait produit par le chlorure potassique pur, et réciproquement. Cette propriété que possède le chlorure potassique fait qu'on le recherche pour la préparation des mélanges réfrigérans. On en obtient dans l'évaporation des eaux-mères des salpêtres, et ceci explique comment il se fait que ces eaux ne contiennent point d'azotate sodique; car ce sel est décomposé par le chlorure potassique. Le chlorure potassique existe aussi en grande

quantité dans les soudes naturelles de varecks, il existe encore comme résidu dans les *eaux-mères* des savons préparés d'abord par la potasse et décomposés ensuite par le chlorure sodique, comme cela se pratiquait anciennement en France, et comme cela se pratique encore dans quelques contrées de l'Allemagne et de la Russie. Pour avoir ce sel dans un état de pureté suffisante, le mieux serait de le soumettre à plusieurs cristallisations successives; à la rigueur on pourrait en faire en saturant le chlorure hydrique par *le sel de tartre* (carbonate potassique le plus pur du commerce).

Le chlorure potassique est employé pour transformer l'azotate sodique en azotate potassique (V. ce sel).

BRÔMURE POTASSIQUE. — *Brômure de potassium*. Br K. Ce brômure possède les propriétés physiques du chlorure précédent; il est très sapide, très soluble dans l'eau et un peu soluble dans l'alcool : on l'obtient en ajoutant du brôme à une dissolution d'oxyde hydro-potassique, tant qu'elle peut en décolorer; il en résulte un mélange de 5 proportions de brômure et de 1 proportion de brômate : $6\,Br + 6\,KO\,(1) = Br\,O_6\,K + 5\,Br\,K$. On évapore la dissolution jusqu'à siccité, et l'on chauffe le résidu jusqu'au point de le fondre : le brômate perd tout l'oxygène qu'il renferme et se trouve transformé en brômure comme le reste de la masse : $Br\,O_6\,K = Br\,K + 6\,O$.

Le brômure potassique s'unit à un excès de brôme et peut donner un bi-brômure et un tri-brômure potassiques. La réaction a lieu en présence de l'eau avec élévation de température. Ces composés sont colorés, le premier, en jaune, le second, en brun, presque noir. Ils sont peu stables et réagissent comme le brôme sur les matières organiques.

IODURE POTASSIQUE. — *Iodure de potassium, hydriodate de potasse*. I K = 2069,42. Composé solide, blanc, cristallisable en grosses trémies cubiques, possédant une saveur piquante et un peu métallique; fusible et volatil à une température élevée; hygroscopique et très facilement soluble dans l'eau. Quoique très tendre, il se réduit difficilement en poudre, et paraît posséder une élasticité qui lui permet de résister à la trituration. On le prépare exactement comme le brômure

(1) On n'a tenu compte dans cette équation que de l'oxyde potassique et non de l'eau qu'il contient, ni de l'eau qui se trouve en présence de ces corps.

en substituant l'iode au brôme, les équations sont aussi semblables. On peut encore le préparer en décomposant l'iodure équi-ferrique par le carbonate potassique : il en résulte du carbonate ferrique insoluble et de l'iodure potassique soluble, que l'on sépare par la filtration et des lavages. En évaporant la liqueur, on a un résidu d'iodure potassique. On a proposé de substituer l'iodure zincique à l'iodure équi-ferrique; mais il y aurait quelque danger à faire cette substitution, parce qu'il pourrait rester du zinc avec l'iodure, si l'on n'employait pas toutes les précautions convenables.

L'iodure potassique est très employé en médecine. Depuis 1814 environ, on en a fait usage comme d'un médicament externe, jouissant au plus haut degré de la propriété atrophiante. Depuis quelques années seulement on l'administre à l'intérieur dans le traitement des affections scrofuleuses et dans celui des maladies syphilitiques invétérées. Il a donné d'excellens résultats dans des cas où les mercuriaux devenaient impuissans.

Quelques praticiens ont substitué l'usage de l'iodure plombique à celui de l'iodure potassique dans le traitement externe. Dans le traitement des affections scrofuleuses et anémiques on réunit quelquefois l'iodure équiferrique à l'iodure potassique.

L'iodure potassique étant d'un prix fort élevé, on le falsifie avec du chlorure potassique. Ces deux sels qui sont parfaitement isomorphes peuvent cristalliser ensemble, et il est impossible de découvrir la fraude par le seul examen physique.

On a proposé plusieurs moyens pour reconnaître cette fraude. Deux de ces moyens sont fondés sur la limite de sensibilité des réactions que donne l'iodure potassique avec l'acide chloro-platinique et avec l'azotate bi-mercurique. 1 partie d'iodure potassique et 12,000 parties d'eau forment une liqueur qui devient rouge par l'addition de l'acide chloro-platinique (Cl_2 Pt). Si l'iodure contient du chlorure, la liqueur ne se colore plus d'une manière évidente. 1 partie d'iodure potassique et 40,000 parties d'eau donnent une liqueur qui devient jaune verdâtre par l'azotate bi-mercurique, 20,000 autres parties d'eau n'empêchent pas complétement la réaction d'être appréciable. Ces opérations peuvent être remplacées par la suivante, qui serait préférable, surtout s'il s'agissait d'une analyse exacte: on prépare une liqueur contenant de l'azotate argentique et

de l'ammoniaque, et l'on y verse la dissolution de l'iodure à examiner, en ayant soin d'agiter continuellement : l'iodure argentique qui se produit en cette circonstance demeure insoluble ; mais le chlorure argentique, s'il y en a, demeure dissous ; si l'on décante ou si l'on filtre la liqueur après le repos, on obtient un précipité de chlorure argentique dans la liqueur filtrée en y ajoutant de l'azotate hydrique.

L'iodure potassique peut dissoudre de l'iode, de manière à former un bi-iodure et un tri-iodure. Ces composés sont peu stables, très colorés en brun et présentent les réactions de l'iode. Si ce ne sont point des composés intermoléculaires, il faut dire que l'iodure potassique permet à l'eau de dissoudre l'iode.

CYANURE POTASSIQUE. — *Cyanure de potassium.* — Cy K. Ce cyanure est solide, blanc, cristallisable en cube par la fusion, et en octaèdre par la dissolution. Il est altérable par l'air et dégage constamment l'odeur de cyanure hydrique. Sa dissolution aqueuse ne peut se conserver sans altération ; par l'ébullition la décomposition est encore plus rapide : il se produit de l'ammoniaque et du formiate potassique. On se rend facilement compte de cette transformation en admettant la décomposition complète du cyanogène. Cy étant représenté par $Az\,C_2$, le cyanure potassique devient : $\overline{Az\,C_2}\,K$ et l'on a :

$$\underline{Az\,C_2\,K} + 4\,HO = C_2\,O_4\,(HK) + Az\,H_3.$$

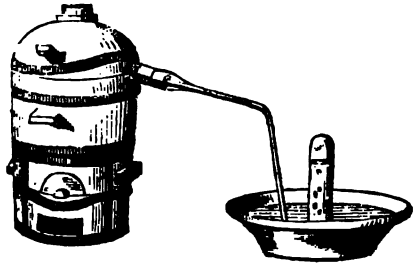
$C_2\,O_4\,(HK)$ est le formiate hydro-potassique.

Si l'on traitait le cyanure hydrique par un sel hydrique en excès (acide), il en résulterait un sel potassique, du formiate hydrique et un sel ammonique, dont la nature dépendrait de celle du sel employé (V. t. 1, p. 649).

Le cyanure potassique est très soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool ; aussi celui-ci le précipite-t-il de sa dissolution aqueuse et concentrée. L'alcool à 0,97 en dissout à peine 0,01 à la température de l'ébullition ; l'alcool aqueux en dissout d'autant plus qu'il contient plus d'eau.

On peut obtenir facilement le cyanure potassique en chauffant le cyanure ferro-bipotassique à une température supérieure au rouge-cerise, mais inférieure au *rouge-blanc* : tout le cyanure ferrique est décomposé, de l'azote se dégage, il

se forme un carbure ferrique et le cyanure potassique devient libre. Lorsque l'azote ne se dégage plus, on décante le cyanure potassique qui est en fusion. Cette opération peut être faite facilement dans une cornue de grès à laquelle on adapte un tube propre à recueillir les gaz. En faisant plonger ce tube dans l'eau, on reconnaît facilement quand le dégagement de l'azote s'arrête. L'appareil est monté comme la figure suivante l'indique; il suffirait même de faire affleurer simplement le tube dans l'eau.



Pris à l'intérieur, le cyanure potassique est très vénéneux, non-seulement à cause de sa nature particulière, mais peut-être aussi parce qu'il est décomposé par les acides de l'estomac et que du cyanure hydrique y prend naissance. On l'emploie en médecine au lieu du cyanure hydrique (1).

SULFOCYANURE POTASSIQUE. — *Sulfocyanure de potassium.* — $\overline{S_2 C_2 Az}\, K$. Composé solide, incolore ou blanc, cristallisable en houppes soieuses, d'une saveur fraîche, hygroscopique et très soluble dans l'eau. Sa dissolution aqueuse se décompose lentement à l'air. Il est fusible sans altération et forme une masse blanche et opaque par le refroidissement. Le sulfocyanure potassique abandonne du sulfocyanogène en poudre jaune quand on fait passer un courant de chlore dans sa dissolution. Cette dissolution possède en outre la propriété remarquable de teindre en rouge très foncé de l'eau qui contient en dissolution un sel sous-ferrique. On pense qu'il existe du sulfocyanure potassique dans la salive humaine; mais cela n'est pas démontré d'une manière bien certaine.

(1) Les cyanures multiples, tels que les cyano-ferrures sont étudiés dans la chimie organique.

anure potassique prend naissance lorsque l'on le 2 parties de cyanure ferro-bipotassique et 1 fre sublimé; il se forme en même temps du sulfoque. Si l'on dissout le produit dans l'eau, on obneur fortement colorée en rouge; en y ajoutant on de carbonate potassique jusqu'à ce que cette oit décolorée, elle ne retient plus que du sulfossique dissous, que l'on sépare par la filtration otient à l'état solide par une évaporation rapide. uffait jusqu'au rouge le mélange dont il vient on, le sulfocyanure ferreux serait décomposé et résidu de sulfure de fer, en même temps qu'il se l'azote et de l'acide sulfocarbonique; il est proe forme encore quelques autres produits, tels r-sulfocyanure potassique; et cela ne rend point ffisant de l'emploi des élémens du sulfocyanure ulfocyanure potassique est un bon réactif pour fer en dissolution (V. t. 1, p. 656—657).

AZOTOIDURES POTASSIQUES.

uvent s'unir directement au potassium, excepté l'azote. La réaction s violentes lorsqu'on les chauffe avec ce métal : l'élévation de grande et si subite que les tubes scellés à lampe, dans lesquels on pération, se rompent presque toujours. Le phosphore et l'arsenic ples très remarquables de cette réaction. MM. Gay-Lussac et uvert le composé suivant qui est formé d'azote et de potassium, oint obtenu par l'union directe de ces élémens.

PASSIQUE. *Azoture de potassium, Nitrure de potassium.* Az K_3.

isse d'un vert olive : on l'obtient en chauffant fortement le poammoniac. Lorsqu'on opère sur une faible quantité, cette préilement dans une petite cloche courbe sur une cuve à mercure. pleine de mercure, on ammoniac ; on a soin t de mercure après ses it passer un globule de pidement pour qu'il ne traversant le mercure. tassium avec une lampe

mmoniac est décomposé, et l'azote s'unit au métal. La quantité n liberté est exactement égale à celle que le potassium employé mposant l'eau; ce qui démontre que l'hydrogène est remplacé valent pour équivalent, et que l'azoture de potassium se forme ubstitution du potassium à l'hydrogène et sans destruction du ue; d'où le nom d'ammoniaque potassique donné à ce composé. $K_3 + 3$ H.

L'ammoniaque potassique est décomposée par l'eau; il en résulte de l'ammoniaque hydrique et de l'oxyde potassique qui s'hydrate : $Az\,K_3 + 3\,HO = Az\,H_3 + 3\,KO$. Avec les sels hydriques, elle donne des sels potassiques et des sels ammoniques : $Az\,K_3 + 4\,RH = \overline{RAzH_4} + 3\,R\,K$.

Lorsqu'on le projette dans un creuset rouge, il brûle vivement. Chauffé à l'oxygène, il brûle également avec intensité.

AMMONIAQUE HYDROPOTASSIQUE OU AMIDURE POTASSIQUE. *Azoture ammoniacal de potassium*, Gay-Lussac et Thenard. Si l'on ne chauffe point assez fortement pour produire l'ammoniaque potassique, on obtient un composé contenant les éléments de ce dernier corps et ceux du gaz ammoniac. Il résulterait des expériences de MM. Gay-Lussac et Thenard qu'il y aurait d'autant moins d'ammoniaque que dans le composé, que la température aurait été plus élevée ; mais en calculant le résultat de leurs expériences, on trouve que le composé qui contiendrait plus d'ammoniaque, aurait pour composition 2 ($A_2\,K_3$), 3 ($Az\,H_3$).

Les propriétés physiques de l'ammoniaque potassique et de l'azoture ammoniacal de potassium étant à-peu-près les mêmes, il est difficile de déterminer à quelle époque l'opération l'azoture ammoniacal de potassium est terminé ; aussi cela permet-il de discuter cette composition. L'azoture ammoniacal de potassium est-il réellement de l'ammoniaque hydrique, combinée avec de l'ammoniaque potassique, ou bien est-ce le composé du même type que l'ammoniaque, contenant du potassium? Dans un cas comme dans l'autre, il me semble que la composition indiquée précédemment doit être modifiée, et cela, d'autant plus, qu'en chauffant l'azoture ammoniacal de potassium on obtient de l'ammoniaque, de l'azote et de l'hydrogène, et que la mise en liberté de ces élémens semble indiquer la destruction d'un composé dont les élémens sont unis avec une force plus considérable que celle qui unit des élémens simplement juxta-posés, comme cela aurait lieu dans la supposition de l'existence de l'azoture ammoniacal de potassium. Dans le premier cas, il serait $Az\,K_3 + 2\,(Az\,H_3)$. Ce composé serait triple et offrirait quelque analogie avec les triples cyanures, ou bien il serait $\overline{Az\,H_2}\,K$, de l'amidure potassique. Ces deux conditions d'existence sont possibles ; mais l'une ou l'autre ne peut être admise définitivement qu'à la suite de recherches qui sont encore à faire.

OXY-SELS POTASSIQUES.

CARBONATE POTASSIQUE. — *Alcali végétal, sel de tartre, alcali du tartre, alcali fixe, alcali dulcifié, carbonate de potasse, potasse.* — $CO_3\,K = CO_2, KO = 864{,}92$. Le carbonate potassique sec est une poudre blanche, souvent agglomérée en masse. Il est éminemment hygroscopique et se résout en liqueur lorsqu'il est exposé à l'air humide. Dans ce cas on le disait *tombé en deliquium*, et on l'appelait *sel de tartre par défaillance*. Il se dissout à la température ordinaire dans un poids d'eau égal au sien ; l'alcool ne peut le dissoudre. Il fond par la chaleur et résiste à une température très élevée sans se détruire; mais lorsqu'en même temps on l'expose à un courant de vapeur d'eau, il perd de l'acide carboniq

se change en hydrate. Lorsque l'on concentre une dissolution de carbonate potassique jusqu'à ce qu'elle ait un poids spécifique de 1,62 à la température de l'ébullition, elle donne par le refroidissement des cristaux qui contiennent deux équivalens d'eau CO_2, KO, 2 HO.

Les *potasses* du commerce renferment une quantité variable, mais assez considérable, de carbonate potassique. C'est même ce sel qui en fait toute la valeur commerciale. Ces potasses proviennent du lessivage des cendres des plantes. Les liqueurs ainsi obtenues sont évaporées à siccité; le résidu est fortement coloré en brun et porte le nom de *salin* lorsqu'il est peu riche en carbonate. Quand les potasses ont été calcinées au contact de l'air pour brûler la matière organique qui les colore, on les nomme *pearl ash* (cendre perlée) que nous traduisons par le mot *perlasse*, qui, tout barbare qu'il est, représente une partie de l'idée qui a présidé à sa formation.

Les plantes ne renferment point le carbonate potassique tout formé; ce produit est dû à la destruction des sels organiques, tels que l'oxalate et le tartrate potassiques. Les produits solubles obtenus en lessivant les cendres sont nombreux et principalement formés de carbonate, de sulfate, de phosphate, de silicate et de chlorure potassiques; des mêmes sels à base sodique et encore de quelques sels magnésiques, ferriques et manganiques.

Le carbonate potassique étant beaucoup plus soluble que les autres sels qui l'accompagnent dans les potasses, on peut l'obtenir moins impur en traitant la masse saline par un poids d'eau égal au sien, remuant bien le mélange, le laissant déposer pendant quelques heures et en décantant enfin la liqueur qui renferme alors presque tout le carbonate potassique et une faible proportion des autres sels.

Le résidu non dissous de cette opération est presque entièrement formé de sulfate et de chlorure potassiques. On peut le traiter à chaud par le sulfate hydrique, sur la sole d'un fourneau à réverbère, pour le transformer entièrement en sulfate potassique. Ce sel étant obtenu, on peut le traiter par le charbon et la craie, exactement comme le sulfate sodique (V. *Carbonate sodique*) pour le transformer en carbonate potassique. Il faut seulement avoir soin de n'employer que 50 parties de charbon et 82 parties de craie pour 100 parties de sulfate.

Le carbonate potassique employé dans les laboratoires de chimie est plus pur que celui que l'on pourrait se procurer par les procédés précédens et s'obtient en détruisant, l'un par l'autre, à une température élevée, le tartrate hydropotassique (tartre) et l'azotate potassique. Le composé ainsi obtenu porte le nom de *sel de tartre* dans le commerce. On l'a nommé anciennement *alcali extemporané*. Pour le préparer on fait un mélange de 2 parties du premier sel et de 1 du second que l'on *projette* par cuillerées dans une chaudière de fonte chauffée au rouge : une vive combustion a lieu ; on attend qu'elle soit terminée pour ajouter une seconde cuillerée, et l'on continue ainsi jusqu'à la consommation de tout le produit : il se dégage une fumée épaisse à odeur de caramel, et il ne reste dans la chaudière que du carbonate potassique mêlé à des matières charbonneuses. Ce carbonate doit être immédiatement dissous dans l'eau ; la dissolution doit ensuite être filtrée et évaporée jusqu'à siccité.

On peut encore obtenir du carbonate potassique plus pur en chauffant du carbonate hydro-potassique jusqu'au rouge très sombre, dissolvant le produit dans l'eau, filtrant la dissolution et l'évaporant jusqu'à siccité. Le carbonate hydro-potassique contient quelquefois du silicate potassique que l'on rend insoluble en le chauffant comme il vient d'être dit. Si on le chauffait davantage, il se changerait en silicate basique très soluble, et ne pourrait plus être séparé de la liqueur par une simple solution.

Le carbonate potassique est usité pour faire le verre blanc, le cristal, et le savon mou. Dans d'autres circonstances on lui a substitué le carbonate sodique autant qu'on l'a pu, parce qu'il est plus actif et qu'il coûte moins.

CARBONATE HYDRO-POTASSIQUE.— *Bicarbonate de potasse.*— $CO_3\,K$, $CO_3\,H$=2 (CO_2), KO, HO. Ce sel est cristallisé en lames rectangulaires ; M. Graham le dit cristallisable en prismes à 8 pans terminés par des sommets dièdres. Il n'est nullement caustique et ne possède qu'une saveur à peine alcaline. Il réagit faiblement sur les couleurs végétales et ramène cependant au bleu le tournesol rougi par un acide. Il est soluble dans 4 parties d'eau à +15° et dans les 5/6 de son poids d'eau bouillante. Il ne se dissout que dans 1,200 parties d'alcool bouillant. Il ne fait point naître de précipité dans la dissolution

un sel magnésique, à moins que l'on ne soumette le mélange l'ébullition. On l'obtient en faisant passer un courant de carbonique dans une dissolution concentrée de carbonate tassique.

Lorsque l'on soumet ce sel à la cristallisation, il faut éviter faire bouillir la liqueur qui le renferme; car selon Berthollet, perdrait 1/4 de l'acide carbonique qu'il contient et se trouve- transformé en sesqui-carbonate (an 2 $(CO_2 K), CO_2 H$?).

SULFITE POTASSIQUE. — *Sulfite de potasse.* — $SO_2 K$ = O_2, KO. Composé solide, cristallisable, absorbant l'oxy- de l'air et se transformant en sulfate; donnant, par les s hydriques, du gaz sulfureux facilement reconnaissable à odeur, sans dépôt de soufre; décrépitant sur le feu; so- ble dans à-peu-près son poids d'eau à la température ordi- ire.

En faisant passer un courant de gaz sulfureux jusqu'à refus ns une dissolution d'hydrate potassique, on obtient un bi- fite, probablement un sulfite hydro-potassique $SO_3 K_2$ $O_3 H$ (*V.* t. 1, p. 276). Si l'on ajoute à la dissolution ainsi tenue autant de potasse que l'on en a employé pour la faire, on donne naissance au sulfite neutre $SO_3 K$.

Si l'on fait passer un courant de gaz sulfureux dans une dis- lution concentrée de carbonate potassique, le gaz sulfureux unit d'abord à la moitié de l'oxyde potassique, et il se forme dépôt cristallin de bi-carbonate potassique. Ce bi-carbo- ate peut être décomposé en prolongeant l'action du courant de gaz sulfureux.

HYPO-SULFITE POTASSIQUE. — $S_2 O_3 K$. On obtient ce com- posé en faisant digérer du soufre sublimé dans une dissolu- tion de sulfite équi-potassique : le sulfite dissout autant de soufre qu'il en contenait et se change en hypo-sulfite : $SO_3 K + S = S_2 O_3 K$. Si au lieu de sulfite neutre on employait le bi-sulfite, il se dégagerait du gaz sulfureux : $SO_3 K, SO_3 H + S = S_2 O_3 K + HO + SO_2$.

HYPO-SULFATE POTASSIQUE. — *Hypo-sulfate de potasse.* = $S_2 O_6 K$. Ce sel est cristallisable et inaltérable à l'air. Chauffé à une température élevée, il perd du gaz sulfureux et se trouve transformé en équi-sulfate potassique : $S_2 O_6 K = SO_4 K + SO_2$. A + 16°; l'eau n'en dissout que 0,0666; à + 100 °, elle en prend 0,6329.

On obtient l'hypo-sulfate potassique en décomposant l'hypo-sulfate manganique par le sulfure ou le carbonate potassique, ou en décomposant tout autre hypo-sulfate par un composé potassique pouvant précipiter le métal qu'il renferme : tel est l'hypo-sulfate barytique en présence du sulfate potassique.

SULFATE POTASSIQUE.—*Arcanum duplicatum*, *sel duobus*, *sel polychreste de Glaser*, *tartre vitriolé*, *sulfate de potasse*, *aphthalose*, min.—$SO_4K = SO_3, KO = 1091,08$. Composé solide, incolore et limpide, blanc en masse, cristallisé généralement en croûtes formées par l'agglomération de pyramides hexaèdres irrégulières, quelquefois en prismes rhomboïdaux clivables par un plan dont l'obliquité semble varier relativement à l'axe principal ; son poids spécifique = 2,4. La saveur de ce sel est un peu piquante et légèrement salée ; il est très dur et difficile à réduire en poudre par la trituration. Il est absolument inaltérable à l'air ; il entre en fusion à la chaleur rouge intense, et résiste à la température la plus élevée sans se décomposer. Il est détruit par un mélange de craie et de charbon, comme le sulfate sodique, lorsque l'on chauffe suffisamment, et il peut donner du carbonate potassique. A 0°, l'eau n'en dissout que 0,0836 ; par chaque degré au-dessus de ce point, elle en prend 0,00174. Il est insoluble dans l'alcool. On a remarqué que, lorsque ce sel cristallise par une évaporation lente à une chaleur peu intense, on aperçoit des étincelles jaunâtres qui semblent jaillir des cristaux qui se forment.

Le sulfate potassique existe en abondance dans les sels de varecs, et il paraît que l'on en extrait pour le livrer au commerce, soit comme sulfate, soit après l'avoir transformé en carbonate.

Il y a quelques années, on obtenait le sulfate potassique que l'on livrait au commerce en transformant en sulfate neutre, le sulfate hydro-potassique provenant de la fabrication de l'acide sulfurique ou dans celle de l'acide nitrique ; mais, depuis que l'azotate sodique est substitué à l'azotate potassique pour faire l'acide nitrique et même l'acide sulfurique, soit directement, soit après sa transformation en acide nitrique, le sulfate potassique est devenu plus rare et l'on a cherché à lui substituer celui des varecs. Est-ce à cette substitution qu'il faut attribuer les accidens que l'on a observés

lorsqu'on l'emploie comme médicament? C'est ce qui ne pourrait être affirmé; mais toujours est-il que le sulfate potassique ordinaire du commerce ne présente plus aujourd'hui une garantie suffisante pour l'usage médical (V. *Sulfate hydro-potassique*).

Le sulfate potassique est employé en médecine à la dose de 4 à 16 grammes par jour, comme purgatif et comme anti-laiteux.

SULFATE HYDRO-POTASSIQUE. — Improprement *bi-sulfate de potasse*. — $2(SO_4), (HK)$. Le sulfate potassique s'unit au sulfate hydrique et donne un composé très fusible, qui résiste à la température du rouge naissant sans se décomposer; mais qui peut cependant être détruit à une température plus élevée. On prépare facilement ce composé en chauffant ensemble 2 parties de sulfate potassique pulvérisé, et 1 partie de sulfate monohydrique; le mélange entre en fusion et l'on arrête l'opération lorsqu'il ne donne plus de vapeur. Ce composé ainsi obtenu est soluble dans environ le double de son poids d'eau froide, et dans un poids d'eau bouillante inférieur au sien. Il est cristallisable et s'effleurit légèrement à l'air. Sa dissolution est décomposée par l'alcool : il en sépare du sulfate potassique qui se dépose.

BISULFATE POTASSIQUE. — $2(SO_3), KO$. Si, au lieu de fondre ensemble le sulfate potassique et le sulfate hydrique, on les dissout dans l'eau, on obtient par la cristallisation du bisulfate potassique anhydre. Pour transformer ainsi une proportion de sulfate potassique en bisulfate, il faut employer au moins une proportion et demie de sulfate équi-hydrique; car lorsqu'on n'emploie qu'une proportion de ce dernier sel, tout le sulfate neutre n'entre pas en combinaison (1).

---

(1) Cette observation semble indiquer que la formation du bisulfate potassique est précédée de celle d'un sulfate hydro-potassique qui se détruit sous l'influence de la force d'agrégation, lorsque le sel se refroidit et cristallise. Si une proportion et demie de sulfate hydrique suffit pour transformer complétement une proportion de sulfate potassique en bisulfate potassique anhydre, le sel hydro-potassique aurait pour formule : $3(SO_4 H), 2(SO_4 K)$ et donnerait par sa décomposition deux proportions de bi-sulfate potassique et une proportion de sulfate tri-hydrique : $3(SO_4 H), 2(SO_4 K) = 2\{2(SO_3), KO\} + SO_4 H, 2 HO$. Cela expliquerait la nécessité d'employer plus d'une proportion de sulfate hydrique, et comment il se fait que M. Jacquelain n'a pas obtenu à volonté le composé $SO_4 H, 2 SO_4 K$, correspondant à ceux formés par l'azotate et par le phosphate hydriques.

et lancent des étincelles brûlantes qui les rendent dangereuses. On y mêle de la colophane ou du *stibine* ou de l'azotate potassique pour atténuer cet inconvénient. Le vernis employé est quelquefois de la gomme ou de la dextrine; mais il ne vaut rien parce qu'il est hygroscopique et qu'il fait que les allumettes perdent la propriété de s'enflammer par le frottement.

La dissolution de chlorate potassique ne précipite point par l'azotate argentique lorsqu'elle est pure. Le chlorate potassique seul, en présence du sulfate monohydrique, pétille, détone même et donne de la vapeur chlorosique, en même temps qu'il se forme de l'hyperchlorate potassique, ainsi que le comte Stadion l'a observé : $3(ClO_6K) + 2(SO_4H) = ClO_8K + 2(SO_4K) + 2HO + 2(ClO_4)$.

On prépare le chlorate potassique en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution concentrée de carbonate ou d'hydrate potassique. La liqueur devient rouge, probablement par un peu de ferrate ou de manganate potassique qui se produit, du chlorate potassique se dépose et l'opération est terminée quand la liqueur prend une teinte jaunâtre. Les cristaux sont recueillis, mis à égoutter, dissous dans l'eau bouillante et soumis à la cristallisation par voie de refroidissement. Lorsque l'on veut avoir le sel pur, on répète les cristallisations jusqu'à ce que la dissolution du sel ne donne plus de précipité par l'azotate argentique. Si la dissolution n'était pas concentrée, il se ferait de l'hypochlorite et non du chlorate potassique. Sur 6 équivalens d'oxyde potassique, il n'y en a qu'un qui donne naissance à du chlorate : $6KO + 6Cl = ClO_6K + 5ClK$ en ne tenant compte ni de l'acide carbonique, ni de l'eau. La potasse étant un produit d'un prix très élevé, un sixième seulement de sa masse donnant du chlorate potassique, il en résulte que ce dernier sel est très cher; aussi a-t-on cherché un procédé plus économique. On réussit bien en faisant directement du chlorate calcique et en décomposant celui-ci par le carbonate potassique, même par le sulfate : il en résulte du carbonate ou du sulfate calcique et du chlorate potassique. Le chlorate calcique peut se produire dans les mêmes circonstances que l'hypochlorite (V. *Hypochlorite calcique*, t. 11, p. 163), en ayant soin d'opérer à une température un peu élevée et d'employer un excès de chlore. Selon M. Loevig, en arrosant ce composé avec de l'eau et évaporant le tout jus-

qu'à siccité, il se forme un sous-chlorure calcique insoluble (an oxychlorure?) et les dernières portions d'hypochlorite qu'il pourrait contenir, passent à l'état de chlorate. En traitant le résidu de l'évaporation par l'eau bouillante, on dissout le chlorate calcique, on filtre immédiatement la liqueur et on la décompose sans désemparer par le carbonate potassique; on la filtre de nouveau toute bouillante, et l'on obtient du chlorate potassique cristallisé par le refroidissement. On purifie ce sel par des cristallisations suffisamment répétées.

HYPERCHLORATE POTASSIQUE. — *Oxychlorate et heptachlorate de potasse.* — $Cl\,O_8\,K = Cl\,O_7, KO$. Ce sel se produit lorsque l'on traite le chlorate potassique par le sulfate hydrique, comme le comte Stadion l'a observé; selon Sérullas, on l'obtient encore en tenant le chlorate potassique en fusion (V. ci-dessus *Chlorate potassique*). On peut obtenir ainsi un mélange qui contient 0, 44 à 0, 45 d'hyperchlorate. Selon M. Liebig, il faut arrêter l'opération lorsque l'on a obtenu 4 litres d'oxygène pour 31 grammes de chlorate potassique. Dans tous les cas le chlorate est complétement détruit lorsque le produit ne jaunit plus quand on le plonge dans le chlorure hydrique. En traitant par l'eau bouillante, le produit ainsi obtenu, et en filtrant immédiatement la liqueur, on obtient par le refroidissement des cristaux d'hyperchlorate potassique, que l'on purifie par de nouvelles cristallisations. Ce sel a beaucoup d'éclat, une faible saveur et ne se dissout que dans 55 fois son poids d'eau à $+15°$; aussi l'hyperchlorate hydrique fait naître un précipité dans les sels potassiques en donnant naissance à de l'hyperchlorate potassique. Ce sel est insoluble dans l'alcool. Lorsqu'on le chauffe il entre en fusion, devient limpide comme de l'eau, et vers $+200°$, il se convertit entièrement en oxygène et en chlorure potassique. L'oxygène représente les 0, 44 de sa masse totale. L'hyperchlorate potassique sert pour préparer l'hyperchlorate hydrique.

AZOTATE POTASSIQUE. — *Nitre, sel de nitre, salpêtre, nitrate et azotate de potasse.* — $Az\,O_6\,K = Az\,O_5, KO = 1264,92 = 8$ molécules physiques. L'azotate potassique cristallise très facilement par voie de dissolution et de refroidissement en gros et longs prismes striés, souvent rassemblés en trémies, qui appartiennent au prisme droit rhomboïdal. Son poids spécifique $= 1,93$. L'azotate potassique est fusible par la chaleur, et,

à une température voisine de son point de fusion, il abandonne d'abord le 1/3 d'oxygène qu'il renferme et se trouve transformé en azotite; à une température plus élevée il abandonne des produits azotés et l'azotite est décomposé. Jeté sur les charbons ardens, il *fuse* vivement : cela est dû à l'oxygène qu'il perd et qui active la combustion. Il est soluble dans l'eau et sa solubilité est indiquée par une courbe dans la planche de la page 472 du 1^er^ vol. Il élève le point d'ébullition de l'eau jusqu'à 115°9; alors 1 partie de celle-ci contient 3,35 de ce sel. Il n'est point soluble dans l'alcool pur et ne se dissout que faiblement dans l'alcool ordinaire.

Trois parties d'azotate potassique, mêlées avec deux parties de carbonate potassique bien sec et une partie de soufre, forment une poudre qui fulmine lorsqu'on la chauffe lentement dans une cuiller à projection. Cette poudre fond d'abord, puis tout-à-coup détone avec violence.

La poudre entrant en fusion permet que la réaction s'établisse à-la-fois dans toute la masse, et peut expliquer en partie l'effet produit; mais on ne connaît pas convenablement la réaction chimique qui a lieu.

En général l'azotate potassique recélant une quantité considérable d'oxygène qui peut facilement être mis en liberté, agit comme un corps comburant vis-à-vis des combustibles lorsque la température est suffisamment élevée. Un mélange de ce sel et de phosphore détone même par le simple choc. Avec le soufre, le charbon, l'arsenic, le réalgar, le zinc, le stibine, le sucre, la sciure de bois, la fécule, il forme des mélanges qui brûlent au contact d'un corps en ignition et continuent à brûler d'eux-mêmes, et avec une grande vivacité, si les proportions sont convenables.

Le *fondant de Baumé* est une poudre formée de 3 parties de nitre, 1 de soufre, et 1 de sciure de bois. Ces trois matières en poudre fine et bien mêlées ensemble, forment une poudre qui fond le cuivre et l'argent avec une rapidité extrême lorsque l'on y met le feu : la fusion du métal est due non-seulement à l'élévation de température, mais à ce qu'il passe à l'état de sulfure en s'unissant au soufre. Si l'on remplit une coquille de noix avec cette poudre, que l'on y introduise une petite pièce de monnaie et que l'on y mette le feu, la pièce de monnaie entre en fusion sans que la coquille brûle.

La *poudre à tirer* est un mélange d'azotate potassique, de charbon et de soufre, préparé avec des soins particuliers. Les proportions de ce mélange varient selon les pays, mais elles ne s'éloignent cependant que fort peu de la moyenne générale. On trouvera dans le tableau suivant celles qui sont usitées chez différens peuples :

		Nitre.	Charbon.	Soufre.
France et Angleterre	Poudre de guerre. .	75	12,5	12,5
	Id. royale de chasse .	78	12,4	10
	Id. de mine . . .	65	15,0	20
États-Unis d'Amérique / Prusse.	. . . . .	75	12,5	12,5
Russie.		73,78	13,59	12,63
Autriche		76,	11,5	12,5
Espagne.		76,47	10,78	12,75
Suisse (poudre ronde)		76,	14	10,0
Chine.		75,	14,4	9,6
Hollande.		70,	16,	14,
Suède.		75,	9,	16,

Toutes les matières employées à faire la poudre sont pulvérisées séparément; ensuite elles sont réunies, et mêlées aussi bien que possible en y ajoutant un peu d'eau, autant pour relier les différentes parties qui constituent la masse que pour éviter le danger de l'inflammation, qui entraîne toujours avec elle de terribles accidens. C'est encore dans cette dernière intention que pour cette opération on évite l'emploi du fer et du silex, qui, par le choc ou la collision, pourraient donner des étincelles incendiaires. Lorsque la pâte est faite et amenée à un degré convenable de consistance, on la réduit en petits grains. Les grains d'un volume convenable sont séparés du *poussier* et des grains d'un trop gros volume à l'aide du tamisage opéré par deux tamis : l'un qui laisse passer le bon grain et le *poussier*, l'autre, qui ne laisse passer que ce dernier et retient le grain qui a le volume convenable. Dans cet état la poudre est desséchée complétement et enfin on la met dans des barils qui tournent sur leur axe pour la *lisser*. Les gros grains sont brisés et employés ultérieurement; le *poussier* est humecté de nouveau et remis en grains.

Pour faire la poudre ronde, il paraît que l'on humecte de la poudre fine et qu'on l'agite dans du poussier; elle fait la *boule de neige* et prend une forme sphérique. On la laisse sécher et on la lisse. Il paraît aussi que l'on arrive à faire de la poudre

ronde en injectant de l'eau en pluie très fine dans une masse de *poussier* de poudre qui est soumise à un mouvement de rotation : chaque gouttelette d'eau donne naissance à un grain de poudre qui se forme par l'agglomération des parties voisines.

Pour qu'une poudre soit bonne, il faut que le nitre qui entre dans sa composition soit très pur, que les trois matières soient réduites en poudre impalpable, que le mélange soit intime et que le lissage soit aussi parfait que possible.

La trituration des matières est faite en France à l'aide d'un tambour creux, cylindrique, tournant sur son axe et contenant des balles métalliques, très denses et de diverses grosseurs. En imprimant un mouvement de rotation au tambour, les balles agissent par leur chute et par la friction de manière à opérer une parfaite pulvérisation.

Le *lissage* est de la plus haute importance, sans lui, la poudre s'égrène et fait *long feu*, c'est-à-dire qu'elle brûle lentement et chasse mal le projectile.

La *poudre à tirer* se distingue des poudres fulminantes, en ce qu'elle emploie un certain temps à brûler, tandis que celles-ci brûlent instantanément. La poudre à tirer reposant sur un plan, brûle sans faire explosion lorsqu'on y met le feu, si on ne l'a pas entourée d'obstacles, et, jamais, dans cette circonstance, il n'arrive qu'elle endommage mécaniquement le support qui la retient; les poudres fulminantes, au contraire, détonent à l'air libre et détruisent leur support si elles sont en quantité suffisante. Les poudres de guerre pouvant cependant faire sauter des mines, quelques anciens auteurs ont pensé que les poudres fulminantes faisaient leur effet de haut en bas, tandis que la poudre de guerre faisait son effet de bas en haut; mais cette manière de voir est mal fondée : les deux sortes de poudres font leur effet dans toutes les directions à-la-fois. L'effet des poudres fulminantes est dû à l'extrême vitesse des produits gazeux ou volatils auxquels elles donnent lieu. Ici la vitesse tient lieu de la masse. Lorsque l'on met le feu à une arme chargée avec de la poudre ordinaire, les fluides élastiques qui se développent, s'appuient pour ainsi dire sur les parois du tonnerre, et chassent le projectile dans la direction de l'axe du canon. L'action, quoique très rapide en apparence, a lieu assez lentement, pour que la réaction des parois

ait lieu. Avec une poudre fulminante, tous les canons sont rompus à cause de l'excessive vitesse des fluides qui, se débandant instantanément dans toutes les directions, rompent l'arme en même temps qu'ils chassent le projectile.

Une poudre à tirer doit être composée de telle manière, que, ne brûlant pas instantanément, elle brûle cependant tout entière avant de sortir du canon; il résulte de son inflammation successive qu'à chaque instant elle imprime une nouvelle vitesse au projectile, et qu'elle détruit la résistance opérée par le frottement. Comme il n'y a qu'une seule sorte de poudre pour toutes les armes, il est donc indispensable d'en faire varier la quantité selon la longueur de celles-ci. 0 gr. 4 de poudre de chasse suffisent pour qu'un pistolet de tir, chargé à balle forcée, porte une balle *de but en blanc* à 25 pas; 1 gr. de poudre suffit pour porter une balle à 50 pas avec la même arme, et avec 2 g. de poudre la balle porterait à 100 pas au moins dans les mêmes conditions. Une arme très longue, chargée également à balle forcée, pourrait porter moins loin, parce que le frottement détruirait l'effet de la poudre; mais avec une charge convenable ces armes portent beaucoup plus loin qu'une arme plus courte.

Comme il y aurait quelquefois de l'inconvénient à faire varier les charges pour atteindre des buts situés à des distances variées, on parvient au même résultat en tirant plus haut que le but, et en faisant parcourir une courbe au projectile; afin de viser toujours dans les mêmes conditions, on élève le point de mire de la culasse à mesure que le but s'éloigne. Ce système est adopté par l'artillerie française et pour les carabines Devismes. Pour toutes les autres armes de guerre on fait usage d'un grand excès de poudre, afin que le projectile aille le plus loin possible en tirant directement. Ce système qui est le plus mauvais de tous, suffit à l'infanterie lorsqu'elle est en ligne; mais il est funeste aux tirailleurs qui, pour d'autres raisons encore qu'il serait hors de propos d'exposer ici, ne peuvent obtenir une précision suffisante dans le tir. Les amateurs les plus habiles font, selon les circonstances, varier la charge ou la hausse de leurs carabines.

En faisant éprouver une faible variation aux proportions pondérales des élémens qui constituent la poudre; ces élémens se trouveraient en proportions définies. Par exemple, les pro-

portions $AzO_6K+S+3C$ seraient données par les quantités suivantes :

1 équivalent de nitre. .	1265	75,00
1 équivalent de soufre. .	200	11,77
3 équivalens de charbon.	225	13,23
	1690	100,00

On a tenté beaucoup d'expériences pour expliquer les phénomènes qui ont lieu pendant l'inflammation de la poudre. Il paraît que les produits essentiels qui résultent de cette inflammation sont du *sulfure potassique* fixe; de l'*azote* et de l'*acide carbonique*, tous deux gazeux. En effet, si la poudre était composée selon les proportions qui viennent d'être indiquées, on pourrait établir l'équation suivante, qui conduirait au même résultat :

$$AzO_6K + S + 3C = SK + Az + 3CO_2.$$

Le produit gazeux de la combustion de la poudre est donc formé de 3/4 de gaz carbonique et de 1/4 d'azote.

Tous les efforts de ceux qui préparent la poudre devraient tendre à la perfectionner jusqu'au point de ne donner que les produits qui viennent d'être indiqués. Il paraît cependant qu'elle en donne quelques autres, mais en petite quantité il est vrai; tels sont de l'oxyde carbonique, de la vapeur d'eau, du carbonate potassique. On va même jusqu'à indiquer l'hydrogène proto-carboné, le sulfure carbonique et le carbonate ammonique parmi ces produits; mais l'existence de ces derniers est douteuse, au moins celle de l'hydrogène carboné qui, s'il se formait, devrait se détruire à la température élevée de l'inflammation de la poudre.

La vapeur d'eau doit son origine à ce que le charbon peut être incomplétement carbonisé. On a même reconnu que le charbon, carbonisé jusqu'au point de le rendre seulement brun, produit un meilleur effet que le charbon complétement carbonisé : l'effet produit par la poudre étant dû à l'expansion subite des gaz auxquels elle donne naissance, l'oxygène du nitre ne donne avec le charbon qu'un volume de gaz égal au sien; avec l'hydrogène, il en donne un volume double du sien. Toutefois cette raison pourrait être meilleure en apparence qu'en réalité; car il est probable que le charbon qui conserve de l'hydrogène, conserve en même temps de l'oxygène

les proportions qui conviennent pour former de l'eau. s ce cas, cette eau agirait seulement par l'expansion de peur lorsque celle-ci prendrait naissance.

a poudre a ceci de particulier qu'elle renferme en elle- ne, et déposés l'un à côté de l'autre, le *comburant* et le *ustible :* il suffit de les faire réagir pour qu'elle produise effet. L'oxygène est contenu en abondance dans l'azotate ssique; le charbon et le soufre sont les combustibles. Le fre agit par sa grande inflammabilité et le charbon par sa de facilité à entrer en combustion. Un mélange de soufre e nitre peut être allumé facilement : il brûle avec violence, s avec une certaine lenteur; un mélange de nitre et de char- brûle plus rapidement, sans doute à cause de la porosité de ernier corps. Le mélange des trois corps produit la poudre. elon M. le capitaine Brianchon, 1 litre de poudre pèse grammes et produit 400 litres de gaz par la combustion. l'on admet avec cet expérimentateur que la température ève à 2400° dans l'inflammation de la poudre, on voit que olume du gaz peut atteindre environ 4000 litres. 1 litre de dre pourrait donc, en un instant, développer un gaz dont nsion serait de 4000 atmosphères ! Il est bien évident que e énorme tension ne peut être atteinte par la vapeur d'eau, ne dans les vases les plus résistans, et que l'on ne pourra ja- la substituer à la poudre, comme Perkins avait tenté de le . En effet, si la poudre peut rompre la bombe qui l'enve- e, la vapeur n'en peut faire autant ; car elle romprait toutes haudières quelle que fût leur résistance. Il faut ajouter à qu'il est possible qu'à une température très élevée, la va- d'eau se comporte comme celle de l'éther hydrique et sa tension ne soit plus en rapport avec sa température t. 1, p. 44).

nitre employé à faire la poudre doit être aussi pur que possible; car les ma- étrangères diminuent son activité. Les substances les plus nuisibles sont qui sont hygroscopiques, parce qu'attirant l'humidité atmosphérique, elles nt la poudre tout-à-fait hors d'état de service. Il importe donc au gouverne- de faire soumettre quelquefois la poudre à l'analyse pour juger si les matiè- i ont servi à la faire étaient suffisamment pures, et si elles y ont été em- s en quantités convenables. L'azotate sodique serait préférable à l'azotate po- ne s'il ne devenait hygroscopique dans un air saturé d'humidité; car, à poids il contient plus d'oxygène et pourrait par conséquent produire un effet égal mployant en moindre quantité. L'azotate ammonique devrait aussi être préféré

à plus d'un titre; car, non-seulement c'est l'azotate dont l'équivalent est faible et par conséquent celui dont l'énergie serait la plus grande à poi... mais en outre, il recèle en lui-même le combustible à côté du combur... azotate contient beaucoup d'hydrogène, et cet élément est plus combustib... soufre et le charbon; car lorsqu'on brûle un gaz dans lequel il entre com... ment avec l'un ou l'autre de ces deux corps, si la quantité d'air est tr... pour les brûler tous deux, c'est toujours lui qui brûle le premier. ... dant, il ne faudrait pas conclure de là que l'on pourrait remplacer le ch... un combustible hydrogéné quelconque; ce serait une grave erreur; car, i... nemment probable, ainsi que cela a déjà été dit, que le charbon agit n... *ment comme combustible, mais encore par le contact et comme corps p...* contact commence l'action qui détruit presque aussitôt le corps qui l'a dé... A l'appui de ce point de vue théorique, on peut citer quelques expérienc... ses faites par MM. J. Reiset et E. Millon : on sait depuis long-temps que l'a... tate ammonique se décompose à + 230° en donnant de l'équi-oxyde azotique ... de l'eau; si on le mêle avec de l'éponge de platine, il se décompose à 160° ... ment et en donnant d'autres produits; avec le charbon, *corps poreux et combu...* IL DÉTONE A + 170°.

La poudre faite avec l'azotate ammonique devrait être établie sur d'autres proportions que celle faite avec l'azotate potassique. Pour 3 équivalens d'azotate ammonique, il en faudrait 2 de charbon et 1 de soufre, on aurait ainsi :

$$3\,(AzO_6, \overline{Az\,H_4}) + 2\,C + S = 6\,Az + 12\,HO + 2\,CO_2 + 8O_2.$$

Tous les élémens de cette poudre passeraient à l'état gazeux : le volume de l'azote serait double de celui donné par la poudre ordinaire, et la vapeur aqueuse occuperait un volume double de celui de l'oxygène entrant dans sa constitution; ce qui n'a pas lieu pour le gaz carbonique.

Analyse de la poudre. — L'azotate potassique contenu dans la poudre de guerre peut facilement être éliminé par l'eau qui le dissout et laisse les deux autres matières intactes; on les sépare par la filtration dans un filtre double dont chaque partie a été amenée à avoir un poids égal. Après un lavage convenable, le filtre double et ce qu'il contient sont desséchés dans une étuve. Lorsque le tout est bien sec, on le pèse et l'on détermine ensuite le poids du filtre extérieur; le double de ce poids de ce filtre, retranché de celui des filtres et de leur contenu, donne le poids du mélange de charbon et de soufre : la différence entre ce dernier poids et celui de la poudre, soumise à l'analyse, donne le poids des matières solubles.

Si l'azotate potassique est pur, la liqueur ne doit précipiter, ni par l'azotate hydrargyrique, qui indique la présence des sulfates, ni par l'azotate argentique, qui indique la présence des chlorures, ni par le carbonate potassique, qui indique celle de la chaux ou de la magnésie. Le corps qui se rencontre le plus souvent mêlé à l'azotate potassique est le chlorure sodique. Si l'on recueille le chlorure argentique qui se forme et si on le pèse, son poids est à celui du chlorure sodique qui serait contenu dans le nitre : : 100 : 41.

Pour séparer le soufre et le charbon, on peut employer une dissolution aqueuse de potasse caustique qui ne dissout que le soufre, et doser le charbon comme précédemment (1). Ou bien, selon M. Gay-Lussac, on peut souffler dans un tube de verre

(1) Ce procédé ne peut être employé que pour les produits faits avec d...

ules qui se touchent, introduire le mélange dans l'une d'elles, faire passer nt d'hydrogène dans tout l'appareil, dans la direction de la boule pleine à vide et chauffer la première de ces boules avec une lampe à alcool : le soufre en vapeur et, entraîné par le courant d'hydrogène, il va se rendre dans la sine. Quand le soufre ne donne plus de vapeur, on laisse refroidir l'ap- on le coupe et l'on pèse le charbon contenu dans la première boule ; son ranché de celui du mélange donne la quantité de soufre.

ou l'autre des opérations précédentes se fait sur une partie du mélange dans le filtre, et l'on emploie le calcul pour faire concorder les quantités : ortions de soufre et de charbon obtenues dans la dernière expérience, être multipliés par le rapport du poids du mélange, à la quantité em- pour être ramenées à la quantité de poudre sur laquelle on a opéré.

t naturel du nitre et théorie présumée de sa formation. — tre existe tout formé dans la nature ; on le trouve en ef- cences sur les murailles des lieux habités par des animaux; le nom de salpêtre qui lui a été donné ; nom qui vient *l petri* (sel de pierre). On le rencontre encore dans plu- plantes telles que la *bourrache*, la *pariétaire*, les tiges du *soleil* (*Helianthus annuus*, L.). On le trouve aussi naturel- nt en efflorescence à la surface des plaines de sable sili- et calcaire dans un grand nombre de localités: l'Inde, la e, la Perse, l'Arabie, l'Égypte, le Kentucky et même plu- parties de la France, telles que les Landes du départe- de ce nom, Villeneuve-lès-Avignon, etc., en présentent ces circonstances; on en trouve aussi dans des cavernes carrières, sur des falaises ou des escarpemens de craie. plus savans chimistes se sont livrés à l'étude de la ie de la nitrification; mais cette théorie est encore ncomplète. M. Gay-Lussac qui s'est beaucoup occupé e sujet, pense que les matières animales sont indispen- à la formation du nitre; le fait est que cette opinion accord avec la plupart des observations; cependant, quel- chimistes ont avancé que les matières animales n'étaient indispensables à la formation de ce corps. En 1838, ühlmann est parvenu à produire de l'azotate hydrique en t passer un courant de gaz ammoniac et d'air, sur de l'é- de platine chauffée à + 300° (1), et c'est la première fois on a pu former un azotate artificiellement. Cette expé-

complétement calciné. Sans cela la potasse dissout une matière brune e à l'acide ulmique, qui trouble les résultats.

(1) *Comptes-rendus de l'Académie des Sciences*, 1838, t. II, p. 1107.

rience jette une vive lumière sur la théorie de la nitrifi et je vais m'efforcer de l'établir telle qu'elle paraît être, déduisant de ce qui se passe dans les localités les plu naires, sans nier que cela puisse être autrement dans d circonstances (1).

Pour la production du nitre, il paraît qu'il faut le co des matières animales, de l'air, de sels potassiques, de de matières poreuses.

Il paraît que la transformation des matières animales posés ammoniacaux est indispensable, comme premier de la formation du nitre. En effet, l'ammoniaque renferme fondamental des composés nitreux : Az H_3, résulte de l'u Az H_2 avec H. Les composés ammoniacaux traversant les capillaires des calcaires en s'écoulant du dedans au d dans ces mêmes espaces, rencontrent de l'air conden marche en sens inverse, c'est-à-dire du dehors au d Lors de la rencontre de ces élémens, il y a réaction, t sous l'influence capillaire : l'hydrogène de Az H_3 est brûl placé par de l'oxygène, et il en résulte au moins Az O être même Az O_5; Az O_2 prend autant d'oxygène qu'il tient et devient Az O_4 ; en présence des bases, ce com partage en Az O_3 et Az O_5, d'où résultent des azotite azotates. Il est probable que sous l'influence de la capil de l'oxygène, que les azotites deviennent des azotate cette conversion peut n'être pas entière ; car les eaux-m salpêtre renferment réellement des azotites, comme j suis assuré depuis long-temps ; toutefois leur quantité n pas proportionnelle à celle des azotates, mais heureu fort inférieure.

Mais comment l'azotate potassique se forme-t-il ? Le et les matières animales contiennent plutôt du chlorure que et du sulfate potassique que d'autres composés ; on p même dire que c'est le chlorure sodique qui domine. explications sont insuffisantes. On a même été jusqu'à admettre, au moins soupçonner la formation de la pota

(1) La quantité de potasse dépassant souvent celle dont on peut s l'existence dans les matériaux générateurs du nitre, quelques savans, et lius est de ce nombre, ont été jusqu'à se demander si la potasse ne se fo dans les mêmes circonstances.

en a pu constater l'origine : la petite quantité que l'on en ontre dans les calcaires paraît trop faible ; celle des matiè- animales le paraît également. Cependant, en admettant existe de la potasse, il est possible que le chlorure potas- soit transformé en carbonate hydro-potassique par le onate hydro-ammonique qui se forme naturellement ; action qui a lieu dans des liqueurs simplement concen- peut encore être favorisée par la capillarité. Alors tout lique facilement ; le carbonate hydro-ammonique dissout arbonate magnésique, et quoiqu'il y en ait peu dans cer- calcaires, cela pourrait faire comprendre comment il s'en ve dans les lessives des salpétriers, cependant la magnésie aussi provenir des urines. Le carbonate hydro-potassique facilement attaqué par l'acide azotosique et donne immé- ment un azotate et un azotite, comme cela a été dit pré- mment. Les sels ammoniques formés dans ces réactions, icipent à la formation des azotates, comme le carbonate rammonique.

n résumant les faits précédens, on voit que l'ammoniaque cède de la formation des nitrates ; mais que ceux-ci ne sont pas més tout d'un coup, qu'ils n'arrivent à cet état que par une te de réactions dont les unes portent sur l'ammoniaque et autres sur les sels potassiques.

Ainsi ce serait par une longue suite de réactions que les otates prendraient naissance. La théorie de ces réactions nt connue, il est probable que l'on pourra l'utiliser pour re du salpêtre artificiel. La cause la plus évidente de la for- tion du nitre est la présence de l'ammoniaque ; c'est elle i, sans changer de type, devient acide azoteux ou plutôt otite, puisqu'il y a des bases en présence. La relation des types l'ammoniaque et des azotates ne paraît pas douteuse, car . Kuhlmann a vu qu'en réduisant l'azotate hydrique par ydrogène, en présence de l'éponge de platine et dans les nstances où l'ammoniaque donne ce même azotate, on tient de l'ammoniaque.

La production du nitre dans les plantes concourt à justifier théorie qui vient d'être exposée, car lorsque les plantes bsorbent que peu ou point de potasse, comme la laitue par emple, au lieu de contenir de l'azotate potassique, elles ntiennent de l'azotate ammonique et quelquefois en quantité

assez grande pour que leur suc donne d'abondans cris une simple évaporation.

Pour mettre cette théorie en pratique, on pourrait di du chlorure potassique dans de l'urine, recouvrir le s avec des pierres calcaires, et nul doute que l'on recue du nitre en abondance sur les pierres. Si cette opératio sissait convenablement, on pourrait la pratiquer à Mont près Paris, et produire à peu de frais une immense q d'azotate potassique. On pourrait remplacer le chlorur sique par d'autres sels de même base et surtout par du nate. L'appareil qui conviendrait le mieux serait un p de calcaire sous lequel on fait arriver l'urine à volont ou après l'avoir chargée de sel potassique.

Extraction du nitre. — Dans les contrées où l'azotate sique abonde, il suffit de le recueillir et de le purifier suite de cristallisations suffisantes. En France on extrait des *matériaux* salpétrés, en les soumettant à la lixivi en concentrant les liqueurs ainsi obtenues pour isole par la cristallisation; mais les eaux-mères du nitre c nent de l'azotate magnésique et de l'azotate calcique qu le plus grand intérêt à transformer en azotate potassiqu opérer cette transformation, on peut employer une le cendres ordinaires, le carbonate potassique qu'elles ment, décompose ces azotates et donne naissance à d tate potassique et à des carbonates magnésique et calci sont insolubles et se séparent facilement des liqueurs. L calcique pouvant être décomposé par le sulfate potassi est à plus bas prix que le carbonate, on n'a jamais négli faire usage. On peut même le substituer entièrement bonate potassique en ayant soin de décomposer préalal le sel magnésique par de l'hydrate calcique qui donne tate calcique et précipite de l'hydrate magnésique. A l du sulfate potassique on a aussi quelquefois substitué lange de proportions égales de sulfate sodique et de potassique. Le sulfate sodique précipite la chaux à l sulfate et produit de l'azotate sodique; mais par la co tion cet azotate et le chlorure potassique réagissent l'autre, de manière à donner du chlorure sodique et tate potassique.

Le lavage des matériaux salpétrés est opéré facilem

un appareil à cascade formé par la réunion d'un certain nombre de tonneaux défoncés à une extrémité et placés en échelon les uns au-dessus des autres. Les lessives passant des tonneaux supérieurs dans la suite de tous les tonneaux inférieurs, se concentrent beaucoup en même temps que les matériaux s'épuisent complétement.

On achève la concentration des lessives par l'évaporation dans des chaudières ordinaires. La chaudière principale en renferme une plus petite qui peut être enlevée au moyen d'une poulie et qui sert pour retirer les dépôts boueux qui se forment pendant l'évaporation et par les réactions chimiques qui s'opèrent. A mesure que l'opération avance, on enlève le sel marin qui se sépare, parce qu'il ne trouve plus une quantité suffisante d'eau pour se dissoudre.

Lorsque les lessives sont concentrées jusqu'à $+68°$ B^e on les fait écouler dans des cristallisoires et, là, on les agite avec un câble pour en troubler la cristallisation. Les cristaux recueillis sont mis à égoutter dans des trémies et lavés avec de l'eau saturée de nitre, qui agit exactement comme *la clairce* dans les raffineries, en chassant les produits impurs devant elle. Les cristaux sont enfin desséchés et soumis à de nouvelles cristallisations. Pour avoir le nitre pur, il faut réitérer cette opération jusqu'à ce qu'il ne précipite plus ni par l'azotate argentique qui indiquerait la présence des chlorures, ni par l'azotate barytique qui indiquerait celles des sulfates, ni enfin par l'oxalate ammonique ni l'oxyde hydro-potassique qui indiqueraient, celui-là, la présence des sels calciques; celui-ci, la présence d'un sel magnésique.

Le sel marin, recueilli pendant l'évaporation des lessives, retient du nitre; pour l'en priver on le met dans un panier et on le plonge dans une dissolution bouillante du même sel; celui-ci n'en peut dissoudre qu'une petite quantité et dissout facilement, au contraire, tout le nitre qu'il renferme; ce dernier sel étant assez abondant, cristallise alors par le refroidissement.

Depuis que l'on importe en France beaucoup d'azotate sodique naturel, on ne fabrique plus de salpêtre par le procédé qui vient d'être décrit; mais on l'obtient en décomposant l'azotate sodique par le chlorure potassique. En employant une proportion de chacun de ces sels, ou 0,874 de chlorure po-

tassique par 1 d'azotate sodique, les dissolvant dans la plus petite quantité possible d'eau bouillante, filtrant la dissolution et l'abandonnant à la cristallisation, on obtient une proportion d'azotate potassique et une proportion de chlorure sodique.

On essaie les nitres impurs en les traitant par une dissolution concentrée d'azotate potassique qui ne peut dissoudre que les sels étrangers qui s'y trouvent mêlés, desséchant le résidu après l'avoir fait bien égoutter, et retranchant 0,02 du produit définitif pour tenir compte du sel abandonné par les dissolutions.

PHOSPHATES POTASSIQUES.—Les phosphates potassiques sont à peine connus; cependant le peu que l'on en sait permet de penser qu'ils ont un mode de composition comparable à celui des phosphates sodiques qui ont été étudiés par M. Graham. Lorsque l'on sature du phosphate tri-hydrique par du carbonate potassique, ou lorsque l'on décompose le phosphate bi-hydrocalcique par le même sel, on obtient un produit qui se décompose par la cristallisation et donne un phosphate cristallisé en prismes à bases carrées, terminés par les faces de l'octaèdre direct, que l'on nomme communément *bi-phosphate de potasse*. D'après l'analyse de M. Mitscherlich, ce sel contient un équivalent d'acide, un équivalent de potasse et deux équivalens d'eau; il est évident, d'après cela que c'est un *phosphate tri-basique, kalico-bi-hydrique*. Ce qui porterait à penser que cette opinion est bien fondée, c'est que, en mêlant la dissolution de ce sel à celle d'autres sels métalliques, il en résulte des précipités insolubles dans l'eau, qui sont des phosphates contenant trois équivalens de base pour un d'acide.

ARSÉNIATE POTASSICO-BI-HYDRIQUE.—*Bi-arséniate de potasse*. —$As\,O_6K, 2\,HO = As\,O_5, KO, 2\,HO$. En chauffant ensemble dans un creuset un mélange de parties égales d'azotate potassique et d'acide arsénieux, dissolvant le résidu dans l'eau et le soumettant à la cristallisation, on obtient un sel qui cristallise exactement comme le phosphate qui vient d'être décrit. Ce sel est soluble dans l'eau, sa dissolution rougit la teinture de tournesol et ne précipite point par les sels calciques.

Il existe encore deux autres arséniates tri-basiques, l'un hydro-bi-potassique, et l'autre, tri-potassique. On obtient le premier en saturant une dissolution d'acide arsénique par le carbonate

potassique, et le second, en ajoutant à ce sel une quantité convenable d'hydrate potassique. Ces deux sels sont sans usages.

ANTIMONIATES POTASSIQUES. — Il est plusieurs antimoniates potassiques, et leur histoire laisse encore à désirer, malgré les travaux de M. Berzélius et les recherches récentes de M. Frémy. Si ces recherches avaient été entreprises au point de vue de l'analogie existante entre l'antimoine, l'arsenic et le phosphore, peut-être seraient-elles plus avancées. En effet, il est probable qu'il y a des antimoniates équi, bi et tri-basiques, comme il y a des phosphates et des arséniates aux mêmes degrés de saturation. M. Berzélius a trouvé en outre un antimoniate hémi-basique.

Si l'on chauffe ensemble dans un creuset une partie d'antimoine et quatre parties de nitre pulvérisé, on obtient une masse blanche, qui est un mélange de plusieurs antimoniates. Ce produit, réduit en poudre et soumis à des lavages à l'eau froide, perd l'excès de potasse et l'azotite qu'il peut retenir ; le résidu des lavages, soumis à l'action prolongée de l'eau bouillante, laisse un nouveau résidu blanc, insoluble, qui est l'antimoniate hémi-potassique, que M. Berzélius désigne sous le nom de bi-antimoniate potassique : $2(SbO_5)KO$. La matière dissoute par l'eau bouillante est de l'antimoniate équi-potassique (SbO_5,KO).

Le produit brut de la réaction du nitre et de l'antimoine était anciennement employé dans la médecine vétérinaire sous le nom d'*antimoine diaphorétique*. Pour la médecine humaine, on avait reconnu la nécessité de soumettre ce composé à des lavages. Ces lavages enlevaient de l'arséniate potassique beaucoup plus soluble que l'antimoniate. L'arséniate provient de la présence presque constante de l'arsenic dans l'antimoine.

Si, dans la dissolution de l'antimoniate équi-basique, on verse de l'azotate hydrique, on obtient un précipité blanc, nacré, d'*antimoniate hydrique*, que l'on nommait anciennement *matière perlée de Kerkringius*.

Les anciennes pharmacopées recommandent de ne pas chauffer trop fortement le mélange d'antimoine et de nitre dans la préparation de l'antimoine diaphorétique, parce que sans cela le produit serait presque entièrement soluble dans l'eau.

M. Frémy a trouvé qu'en fondant ensemble dans un creuset d'argent de l'acide antimonique ou de l'antimoniate potassique avec trois parties d'hydrate potassique, on obtient un produit soluble dans l'eau, qu'il désigne sous le nom d'*antimoniate*

de potasse déliquescent. Ce composé est de l'*antimoniate bi-potassique* = $Sb O_5$, 2 KO = $Sb O_6 K$, KO. La dissolution de ce sel, soumise à l'ébullition, dissout de l'antimoniate gommeux ou équi-potassique et de la potasse libre. Si, au contraire on le traite par l'eau froide, de la potasse est encore enlevée; mais on obtient un produit grenu qui est de l'antimoniate hydro-potassique $Sb O_6 K$, HO. La dissolution de ce sel est un réactif qui décèle 1/300e de soude dans une liqueur en la précipitant à l'état d'*antimoniate hydro-sodique.*

En résumant ce qui précède, on trouve que l'on connaîtrait :

L'antimoniate hémi-potassique.	2 ($Sb O_5$), KO.
L'antimonite équi-potassique (gommeux). . .	$Sb O_5$, KO.
L'antimoniate bi-potassique (déliquescent). . .	$Sb O_5$, 2 KO.
L'antimoniate hydro-potassique (grenu). . .	$Sb O_5$, KO, HO.

L'existence du premier sel, comme composé nettement défini, est fort douteuse; il peut être un mélange, ou l'on n'a pas tenu compte d'une certaine quantité d'eau qu'il pouvait renfermer et qui en ferait un sel équi-basique.

Le deuxième sel est peut-être tri-basique et renferme probablement 2 équivalens d'eau combinée.

Le troisième sel est probablement au même état de saturation et contient, en outre des deux équivalens de potasse, un troisième équivalent d'eau basique.

Le dernier sel est le seul qui paraisse bien déterminé.

SULFANTIMONIATE POTASSIQUE.—En fondant ensemble 44 parties d'acide sulfantimonieux, 17 de carbonate potassique et 14 de soufre, de l'acide carbonique se dégage, l'oxygène de la potasse s'échappe à l'état d'acide sulfureux avec une partie du soufre, et l'on obtient un sulfantimoniate pour résidu :

$$2 (Sb S_3 + CO_3 K) + 7 S = 2 (Sb S_6 K + CO_2) + SO_2.$$

En traitant le produit par l'eau, on dissout un sulfantimoniaque basique qui cristallise facilement en tétraèdres. En ajoutant un sel hydrique au sulfantimoniate, on obtient un précipité rouge clair, de sulfantimoniate hydrique, qui ressemble au *soufre doré d'antimoine* (V. t. 1, p. 713).

SULFANTIMONITE POTASSIQUE.—En fondant ensemble 44 parties d'acide sulfantimonieux, 17 de carbonate potassique et 6 de soufre, on obtient un sulfantimonite potassique : $2 (Sb S_3 + CO_3 K) + 3 S = 2 (Sb S_4 K + CO_2) + SO_2$. Ce composé est soluble dans l'eau et déliquescent lorsqu'il a été isolé par la dessiccation. Sa dissolution, mêlée avec celle du carbonate potassique, donne un précipité brun, analogue au kermès, qui est un sulfantimonite hydrique.

SILICATE POTASSIQUE.—Lorsque l'on fond ensemble de l'acide

silicique, soit du sable blanc, et du carbonate potassique, on obtient une masse amorphe, vitreuse et incolore qui est du silicate potassique. Ce composé est soluble dans l'eau et très hygroscopique. Il forme ce qu'on nomme aujourd'hui le verre soluble, qui est employé comme de la peinture pour rendre les tissus incombustibles. La liqueur provenant de la dissolution du silicate potassique dans l'eau portait anciennement le nom de *liqueur des cailloux*.

Dans les premiers temps de l'introduction de la fabrication du verre en France, on n'y ajoutait ni chaux, ni oxyde plombique, de telle manière que ce verre était simplement du silicate potassique, qui était hygroscopique; pour le priver de l'alcali en excès, qui lui communique surtout cette propriété, on le projetait plusieurs fois de suite dans l'eau froide qui lui en enlevait une partie; mais on n'obtenait jamais ainsi un verre capable de résister à l'action de l'humidité atmosphérique.

Le silicate potassique entre dans le verre de gobelèterie, concurremment avec le silicate calcique, et, dans le cristal, avec le silicate plombique. Dans ces verres, une partie de carbonate potassique peut entraîner la fusion complète de deux parties de sable siliceux.

CHROMATE POTASSIQUE. — *Chrômate de potasse.* — CrO_4K = CrO_3, K O. Ce sel est d'un beau jaune clair; il est limpide et cristallisé en prismes droits rhomboïdaux ou en pyramides hexaèdres irrégulières, exactement comme le sulfate potassique. La température la plus élevée ne l'altère point; mais il prend une teinte rouge quand on le chauffe et devient vert en entrant en fusion. Par le refroidissement, il redevient successivement rouge et jaune. Il est soluble en toutes proportions dans l'eau bouillante; à + 15°, l'eau en dissout 0,483. Il n'en faut qu'une très minime quantité pour teindre sensiblement une grande masse de ce liquide. L'alcool ne le dissout point. Lorsqu'on le chauffe avec des corps combustibles, il est décomposé et donne du sesquioxyde chrômique. Le soufre et le chlorure ammoniaque sont dans ce cas (*V.* p. 31 de ce vol.).

Le chrômate potassique est employé dans les laboratoires de chimie comme un excellent réactif pour reconnaître le plomb, le bismuth, l'argent et le mercure; il sert pour séparer complétement la baryte de la strontiane et de la chaux. C'est avec lui que l'on prépare tous les produits du chrôme, tels que

le sesqui-oxyde chrômique, les chrômates plombiques, le bichrômate potassique, etc.

On prépare le chrômate potassique en chauffant ensemble l'eisenchrôme pulvérisé très finement et l'azotate potassique; lavant le produit, filtrant les eaux de lavage et les soumettant à la cristallisation. Si la liqueur retient de l'azotate potassique, non détruit par la réaction, et si l'on ne la rapproche pas trop, ce sel cristallise seul et peut être facilement séparé. Dans les arts, cette opération est faite dans un fourneau à réverbère; dans les laboratoires de chimie, on la fait dans un creuset.

Dans cette opération, l'équi-oxyde chrômique de l'eisenchrôme, se suroxyde aux dépens de l'oxygène du nitre : il passe à l'état d'acide chrômique qui s'unit avec l'oxyde potassique de ce dernier sel. Cela étant, il est évident qu'il y a une surabondance d'oxygène, et que l'on pourrait remplacer une partie de l'azotate potassique par du carbonate qui est à plus bas prix.

Dans le premier cas, on a :

$$2\,(Cr_2O_4\,Fe) + 4\,(AzO_6\,K) = 4\,(CrO_4\,K) + Fe_2O_3 + 4\,Az + 13\,O,$$

Cette équation indique une perte de treize équivalens d'oxygène sur vingt-quatre qui sont contenus dans quatre équivalens d'azotate potassique. L'équation suivante indique les proportions d'azotate et de carbonate potassiques que l'on pourrait employer :

$$10\,(Cr_2O_4Fe) + 7\,(AzO_6\,K) + 13\,(CO_3K) = 20\,(CrO_4K) + 5\,(Fe_2O_3) + 13\,CO_2 + 7\,Az.$$

Cette équation démontre que pour 10 proportions d'eisenchrôme, supposé pur (1), il faudrait employer 7 proportions d'azotate potassique et 13 proportions de carbonate, soient 22 parties du premier sel et 33 du second, tenant lieu par la base qu'ils renferment de 63 parties de nitre, d'où l'on voit qu'il y aurait une grande économie à opérer ainsi, puisque 33 parties de carbonate potassique peuvent en remplacer 41 de

(1) L'eisenchrôme n'est jamais pur ; non-seulement il renferme de la gangue, mais une partie du sesqui-oxyde chrômique Cr_2O_3, peut être remplacée par du sesqui-oxyde de fer Fe_2O_3, de manière à donner $\left\{\begin{matrix}Cr_2O_3\\Fe_2O_3\end{matrix}\right\}Fe\,O$.

ce dernier sel; d'où, à égalité de prix entre les deux sels, il y aurait encore avantage de 8/41, soit 0,195.

BI-CHRÔMATE POTASSIQUE. — *Bi - chrômate de potasse.* — 2 (CrO_3), KO = CrO_4K, CrO_3 = Cr_2O_7K. Ce sel complétement anhydre, cristallise en beaux prismes à quatre pans, limpides, d'un rouge jaunâtre magnifique. Il est fusible à la température rouge, et ne se décompose qu'à la température la plus élevée des forges; il donne alors un mélange de chrômate potassique et de sesqui-oxyde chrômique, en même temps que de l'oxygène se dégage. A + 15°, l'eau n'en dissout que 0, 1.

On prépare aujourd'hui le bi-chrômate potassique sur une grande échelle pour les besoins des arts, et principalement pour ceux de la teinture ; il sert aussi pour faire l'alun chrômique.

Pour faire le bi-chrômate potassique, on enlève une demi-proportion de potassium au chrômate équi-potassique, à l'aide d'une demi-proportion d'azotate hydrique, il en résulte du bi-chrômate et de l'azotate potassiques; en même temps qu'un demi-équivalent d'eau prend naissance. En doublant cette indication, pour avoir des entiers on construit l'égalité suivante : 2 (CrO_4K) + AzO_6H = Cr_2O_7K + AzO_6K + HO. On opère par voie humide, et l'on sépare les sels par la cristallisation.

MANGANATE ET HYPER-MANGANATE POTASSIQUES. — *Caméléon minéral* (*V.*, même vol. p. 86-87).

Les chloro-sels potassiques formés par l'acide aurique et l'acide platinique, sont décrits dans l'histoire de l'or et du platine.

Caractères des dissolutions potassiques.

Les dissolutions potassiques ne précipitent point par la plupart des réactifs, et de ce nombre sont les sulfures *hydrique et alcalins*, le *carbonate potassique* ou *sodique*, les *métaux*, les *cyano-ferrures*, le *tannin*, etc.

En général, lorsque des réactifs peuvent séparer à l'état de précipité le potassium des dissolutions potassiques, ce n'est que dans les dissolutions concentrées que cela a lieu; circonstance qui tient à ce que les composés potassiques qui peuvent naître dans ces réactions ne sont jamais d'une insolubilité absolue dans l'eau. En ajoutant de l'alcool à la liqueur, la précipitation est plus complète.

Le *fluorure silico-hydrique* fait naître un précipité sub-transparent, lent à se déposer, de fluorure silico-potassique dans les dissolutions potassiques.

L'*hyperchlorate hydrique* donne naissance à un précipité cristallin, blanc, d'*hyperchlorate potassique*.

Le *tartrate hydrique* fait naître, surtout par l'agitation, un précipité cristallin de *tartrate hydro-potassique*.

L'acide chloro-platinique donne un précipité jaune, qui est du *chloro-platinate potassique*.

Une dissolution très concentrée de *sulfate aluminique*, donne, par l'agitation, un précipité cristallin d'alun potassique dans les dissolutions potassiques elles-mêmes très concentrées.

LITHIUM.

L = 80, 375.

La lithine, qui est l'équi-oxyde de lithium, a été découverte en 1817 par M. Aug. Arfwedson en examinant chimiquement quelques minéraux d'Utö, tels que le *triphane* et la *pétalite*. Cette substance, qui est toujours rare, a été rencontrée depuis cette époque dans l'*amblygonite* et le *lépidolite*, qui est une espèce de mica possédant un grand éclat. H. Davy en a isolé le *lithium*, en la décomposant par la pile. Ce métal présente la plus grande analogie avec le potassium et le sodium ; comme eux il décompose l'eau à la température ordinaire, mais il s'amalgame plus difficilement avec le mercure.

L'analogie de la lithine et de la potasse se trouve démontrée par la propriété dont jouissent ces deux substances de se remplacer l'une par l'autre, sans changer les types des composés qui les renferment ; cela est évident dans les felspaths, nommés albite et pétalite, et dans plusieurs tourmalines.

L'équivalent du lithium étant excessivement faible, il en résulte que la lithine est la base minérale qui a la plus grande capacité de saturation.

Extraction de la lithine.—Les substances dans lesquelles on a découvert la lithine sont généralement des silicates alumineux. Le triphane étant celui qui en contient le plus (0,0885), c'est à lui que l'on donne la préférence pour l'extraction de cette matière. Le procédé le plus simple consiste à chauffer fortement le triphane en poudre impalpable, avec le double de son poids de chaux vive. Le produit de la réaction est ensuite dissous dans le chlorure hydrique aqueux, et du sulfate hydrique est ajouté à la dissolution en quantité suffisante pour saturer complétement la chaux. La liqueur ainsi obtenue est évaporée jusqu'à siccité, et le résidu de l'évaporation est broyé et mis en contact avec l'eau pour dissoudre les matières solubles qu'il renferme. Ces matières sont du sulfate lithique, du sulfate aluminique et un peu de sulfate calcique. On fait digérer la nouvelle dissolution avec un peu de carbonate calcique afin d'en précipiter l'alumine. La chaux est ensuite séparée par l'oxalate ammonique, et il ne reste plus que le sulfate lithique, mêlé avec un peu de sulfate ammonique ; la liqueur est évaporée de nouveau jusqu'à siccité et chauffée assez fortement pour chasser ce dernier sel. On peut achever la purification du sulfate lithique, qui forme le résidu de cette dernière opération, en le soumettant à la cristallisation. Ce sel une fois obtenu, on s'en sert pour préparer tous les autres.

L'hydrate lithique ressemble beaucoup à la soude et à la potasse caustiques ; mais il s'en distingue parce qu'il est moins soluble dans l'eau, qu'il n'est point hygroscopique et qu'il attaque le platine lorsqu'on les chauffe ensemble. Il résiste à une température très élevée sans se détruire. On l'obtient en décomposant le carbonate lithique par l'hydrate calcique en présence de l'eau, de même que les hydrates potassique et sodique.

Le chlorure lithique, ClL, est très soluble dans l'eau et même déliquescent; on peut cependant l'obtenir cristallisé sous forme de cubes. Il se dissout dans l'alcool

anhydre, la chaleur le fait entrer en fusion, le volatilise même, mais ne le décompose pas.

Le carbonate lithique, CO_3 L, est une poudre blanche, peu soluble dans l'eau, mais lui communiquant cependant des propriétés très alcalines. La chaleur le fait entrer en fusion sans le détruire. On l'obtient en décomposant le chlorure lithique par le sesqui-carbonate ammonique.

Le sulfate lithique (SO_4 L, HO) est cristallisable en prismes indéterminés; il n'entre pas en fusion à la chaleur rouge. L'eau le dissout très facilement, et il est même soluble dans l'alcool.

Le phosphate lithique (PO_5 L, LO) (*an* LO + HO ?) est une poudre blanche très insoluble dans l'eau, mais soluble dans le phosphate tri-hydrique.

Le phosphate sodico-lithique est probablement tri-basique et a pour formule : PO_5 H, LO, Na O. Ce sel est peu soluble dans l'eau, qui n'en prend que 0,00072 à + 15° et que 0,00105 à + 100°; il est encore moins soluble dans de l'eau contenant un phosphate en dissolution.

Caractères des composés lithiques.

Les dissolutions lithiques après l'action du sulfure hydrique, qui n'y produit aucun trouble, du carbonate sodique, qui ne précipite qu'une partie de la lithine, étant mêlées avec du phosphate sodique très pur et soumises à l'évaporation jusqu'à siccité, laissent un résidu de phosphate sodico-lithique insoluble. La formation de ce sel distingue la lithine de toutes les autres bases.

Les composés lithiques, en présence de l'hydrate sodique, attaquent le platine, lorsqu'on les chauffe au chalumeau, cette action est due à la lithine mise en liberté.

L'hyperchlorate, le tartrate et l'oxalate hydriques, l'acide chloro-platinique, et le sulfate aluminique sont sans action sur les dissolutions lithiques.

AMMONIUM.

$$Am = Az\,H_4 = Ad\,H_2 = 225.$$

Si l'on considère la multitude des produits dérivés de l'ammoniaque et les variétés singulières qu'ils présentent, si l'on s'applique surtout à se bien pénétrer des conséquences qui découlent de leur existence, on demeure convaincu qu'il ne peut y avoir aujourd'hui d'étude, ni plus digne d'intérêt, ni plus féconde en heureux résultats, que celle de ces mêmes produits. En effet, par des modifications profondes, on les voit subir des transformations qui leur permettent, non-seulement de prendre les apparences des élémens chimiques, mais même de revêtir les formes de ceux dont les caractères sont le plus nettement tranchés, et qui offrent les plus grandes différences par les rôles qu'ils jouent dans les composés qu'ils concourent à former : d'un côté, ils touchent aux chloroïdes par l'*amidogène ;* de l'autre, ils touchent aux natroïdes par l'*ammonium*.

L'ammoniaque, en outre, est un des agens les plus remarquables par son originalité et ses utiles applications.

Quand on compare les produits dérivés de l'ammoniaque avec ceux qu'ils imitent si bien, quand on cherche à soulever le voile qui couvre le secret de leurs analogies, on ose espérer que, dans un avenir très prochain, les lois des modifications de la matière seront connues, que l'on saura par quels modes de condensations, par quelle suite d'agrégations, les élémens de la chimie actuelle ont été formés, et qu'il nous sera peut-être possible d'imiter la nature et d'opérer dans les laboratoires des transformations qui les feront passer de l'un à l'autre. Transformations d'ailleurs dont la chimie organique nous offre déjà de nombreux exemples. C'est pénétré de cette pensée, c'est plein d'espoir dans un nouveau développement des théories chimiques, que j'ai osé livrer à la publicité quelques-unes des notions qui m'ont semblé découler naturellement des diverses hypothèses émises sur la constitution des composés ammoniacaux. Puisse cet espoir ne point être déçu!

Si de l'ammoniaque, AzH_3, on retranche un équivalent d'hydrogène, on a l'*amidogène* AzH_2; si, au contraire, on lui ajoute un équivalent d'hydrogène, on a l'*ammonium*, AzH_4. Nous allons examiner successivement, l'amidogène, l'ammoniaque et l'ammonium; ensuite viendra l'histoire des composés ammoniacaux les plus usités, et enfin cet article sera terminé par un tableau synoptique de ces composés comparés aux divers points de vue des théories que l'on a crues leur convenir.

AMMOGÈNE.

$Ad = AzH_2 = 200.$

Amide, Ammigène et Ammyle.

En distillant l'oxalate ammonique C_2O_3, AzH_3, HO, M. Dumas obtint un produit jusqu'alors inconnu, renfermant les élémens de l'acide oxalique et de l'ammoniaque, moins un équivalent d'eau; c'est-à-dire que l'acide oxalique avait perdu un équivalent d'oxygène, et l'ammoniaque, un équivalent d'hydrogène, d'où C_2O_2, AzH_2. C'est ce produit qui a reçu le nom *d'oxamide*. Sous l'influence des hydrates natroïdiques (alcalis), cette substance ne donne point l'indice de l'ammoniaque, à moins que l'on ne porte le mélange à l'ébullition, ex-

ſrience dont le résultat démontre que l'oxamide ne renferme
oint l'ammoniaque toute formée, et que celle-ci ne se régénère
ıe sous l'influence d'une réaction, dans laquelle de l'eau
t décomposée, afin que ses élémens rentrent dans le pro-
ıit. Partant de cette réaction, l'ammoniaque a pu être consi-
ſrée comme un composé d'*amidogène* Az H_2 et d'hydrogène;
e là le nom d'*amidure hydrique* qui lui a quelquefois été donné.
e cette considération à la pensée que l'hydrogène peut être
mplacé par d'autres corps, il n'y a qu'un pas, et l'on conçoit
nmédiatement une foule de composés formés d'amidogène et
'élémens chimiques très variés. Ce dernier point de vue a
té considérablement développé par M. R. Kane. Il est effec-
ivement possible d'admettre que, dans une foule de *composés*,
produit Az H_2 remplace un élément chimique, oxoïde ou
loroïde, et semble jouer le même rôle dynamique que lui.
. Gerhardt combat cette opinion, en se fondant principa-
ment sur la remarque que l'ammoniaque peut céder succes-
vement, non-seulement 1, mais 2 et 3 équivalens d'hydro-
ne, et que l'azote seul finit par se substituer à la place des
émens qui ont enlevé l'hydrogène en s'y réunissant. Ces rai-
ns sont très plausibles, et peut-être devrais-je me joindre à
. Gerhardt, qui se fonde sur des principes dont j'ai moi-
ême proclamé la sage réserve, et quoique j'aie proposé l'em-
oi des formules brutes, je dirai qu'il est des circonstances
ns lesquelles il est impossible de les admettre. En effet,
n ne peut nier aujourd'hui que des corps composés jouent
même rôle dynamique que des élémens chimiques dans les
orps qu'ils concourent à former; ceci nous est démontré de
manière la plus précise par le cyanogène qui a jeté une lu-
ière si vive sur la constitution des corps, et il faudrait se re-
user à l'évidence pour rejeter cette vérité qui paraît toute
issante. C'est à ce titre que l'on peut admettre l'*amidogène*,
arce que ce corps est en tout comparable au cyanogène et qu'il
st exactement formé de la même manière. En effet, Az H_2 est
Az C_2 dans lequel on a substitué de l'hydrogène à du carbone,
t quand on aura pu isoler l'amidogène qui, n'en doutons pas,
era gazeux, on trouvera vraisemblablement que son équiva-
ent occupera deux volumes, celui de l'oxygène en occupant
n. Cela n'empêche pas que dans des réactions H_2 soit
omplétement éliminé ou simplement remplacé par d'autres

élémens sans changer le type de l'amidogène. Cette [illegible] conduit à admettre que le bi-oxyde d'azote est l'équi[illegible] cyanogène et de l'amidogène, et que l'*oxamide* déco[illegible] M. Dumas est de l'acide oxalique anhydre dans lequ[illegible] l'oxygène est remplacé par l'amidogène, ou l'acide [illegible] *lique* $C_2 \overline{O_2}$ Ad. Ce point de vue est applicable à [illegible] acides amidés, qui correspondent aux acides anhydres, lesquels un équivalent d'oxygène est remplacé par un équ[illegible] lent d'amidogène.

AMMONIAQUE.

$$AzH_3 = Ad\,H = 212{,}5.$$

La théorie des amides conduit à reconnaître que l'am[illegible] niaque est un amidure hydrique. Si cela est, en admet[illegible] que l'amidogène a la constitution indiquée précédem[illegible] l'ammoniaque n'est pas formée comme on le pense généralement, d'azote et d'hydrogène unis immédiatement; mais d'amidogène et d'hydrogène, unis à volumes égaux, sans densation, comme tous les chloroïdures hydriques, et l'am[illegible] niaque est Ad H; mais, si l'ammoniaque est ainsi form[illegible] elle est *semblable* aux hydracides, évidemment elle n'est un acide (V. t. 1, p. 75), mais elle est comparable à to[illegible] oxoïdures et chloroïdures hydriques ou autres, formés d[illegible] valens égaux de chacun des élémens entrant dans leur co[illegible] sition.

On ne peut voir sans étonnement qu'un corps ayant la constitution qu'un des prétendus acides les plus puiss[illegible] chlor-hydrique, possède au contraire des propriétés fort alcalines. Les progrès de la chimie ont fait connaître tan[illegible] cides qui jouent le rôle de base et tant de bases qui jou[illegible] rôle d'acide que l'on peut admettre que l'ammoniaque[illegible] l'extrémité de la série et ne joue que le rôle de base, la diff[illegible] de ses propriétés ne pouvant être attribuée à l'arrang[illegible] de ses élémens, mais bien à leur nature.

Si lorsque l'on compare les chloroïdures hydriques[illegible] l'ammoniaque, il est facile de se rendre compte du mo[illegible] formation et de condensation de cette dernière, il n'[illegible] plus de même lorsque l'on examine le mode de conden[illegible] des élémens de l'amidogène. En effet, on voit qu'un volu[illegible] ce corps est formé de deux volumes d'hydrogène et d'[illegible]

lume d'azote, ou de trois volumes condensés en 1 ; l'on sait généralement que trois volumes se condensent en deux, ou, ce qui revient au même, qu'un volume et demi formé de deux gaz, dont l'un a un volume double de l'autre, se condense en un seul volume. Des faits de l'ordre de ceux appartenant à l'amidogène et au cyanogène se présentent fort souvent lorsque l'on remonte à l'origine de la formation des corps; tels sont, par exemple, les modes de condensation de bien des carbures d'hydrogène. De tels faits peuvent cependant trouver leur explication. En effet, si l'on compare ensemble les diverses ammoniaques formées par les azotoïdes, AzH_3, PH_3, AsH_3, on trouve qu'elles ont la même constitution et qu'elles sont parfaitement isodynamiques ; cependant un volume de phosphammoniaque ou d'arsénammoniaque est formé d'un *quart* de volume de vapeur de phosphore ou d'arsenic, uni à un volume et demi d'hydrogène. On sait effectivement que les *poids spécifiques des vapeurs de phosphore et d'arsenic correspondent aux équivalens de ces corps, tandis que celui de l'azote ne correspond qu'à la moitié de son équivalent.* D'où l'on peut conclure *que l'azote est* NÉMIMOLÉCULAIRE *relativement aux vapeurs de phosphore et d'arsenic;* comme le mercure en vapeur l'est relativement au mercure liquide. N'est-il donc pas possible que l'azote combiné dans l'ammoniaque soit double comme le phosphore et l'arsenic; n'est-il pas possible que l'hydrogène le soit aussi ? A l'aide de ces hypothèses qui paraissent bien fondées, on trouve qu'un volume d'amidogène est formé par la réunion d'un demi-volume d'azote et d'un volume d'hydrogène, doubles, condensés en un seul volume.

La théorie précédente est facilement applicable aux carbures d'hydrogène, et se trouve parfaitement en harmonie avec la théorie générale des condensations. Elle explique directement la formation du cyanogène, et elle permet de penser que l'on découvrira un jour une demi-ammoniaque et un demi-cyanogène, comme il est permis de penser que l'on découvrira une ammoniaque double et une ammoniaque triple, comparables au bi et au tri-cyanogène.

La théorie qui permet de considérer l'ammoniaque comme un amidure hydrique, analogue au cyanure hydrique, est on ne peut plus satisfaisante quand on l'applique à la décomposition des matières animales par la chaleur : en effet, l'azote s'u-

nit, soit au carbone, soit à l'hydrogène, pour former des corps de mêmes types, qui eux-mêmes s'unissent à d'autres corps. Les composés hydrogénés, plus volatils que les premiers, s'échappent en vapeur et peuvent être recueillis par la distillation, et l'on voit avec étonnement que les principaux composés azotés, tels que les azotates, les composés ammoniques et les composés cyaniques dérivent tous d'un même type fondamental AzX_3 (V. p. 227 de ce vol.).

AMMONIUM.

Notation et poids indiqués en tête de l'article.

La profonde analogie des composés ammoniacaux et des composés correspondans, formés par les autres natroïdes, a dû conduire à formuler ces deux questions : les composés ammoniacaux renferment-ils un métal composé, en tout point comparable aux élémens natroïdiques, ou bien ces prétendus élémens sont-ils composés et comparables à l'ammoniaque? Ces deux questions ont été débattues et leur solution est demeurée complétement dans le champ de la spéculation : aucune expérience n'a permis d'isoler l'ammonium; aucun moyen analytique n'a pu entamer chimiquement le potassium ni le sodium ; cependant, il est bien certain que l'ammoniaque, en prenant un équivalent d'hydrogène, devient réellement isodynamique avec le potassium. En effet, les azotates et les alums potassiques et ammoniques sont parfaitement isomorphes; or, il ne peut être douteux, en aucune manière, qu'un corps composé se comporte exactement comme un élément réel ou prétendu, le potassium. Il reste à chercher comment cela peut se faire.

En examinant les sels ammoniacaux formés par les oxacides, on trouve toujours, qu'en sus de l'acide proprement dit, ou de l'acide anhydre et de l'ammoniaque, il existe au moins un équivalent d'eau par chaque équivalent de ce dernier corps.

Ainsi le sulfate et l'azotate ammoniques sont :

$$Az\,O_5 + Az\,H_3 + HO.$$
$$SO_3 + Az\,H_3 + HO.$$

Pour rendre la théorie des sels ammoniacaux comparable à celle des sels ordinaires, on peut ajouter l'ammoniaque à l'hydrogène de l'eau, en former le métal hypothétique, et considé-

er l'oxygène de cette dernière comme oxydant ce métal ; on urait alors pour représenter les deux sels précédens :

$$Az O_5 + \overline{Az H_4}\, O = A_2\, O_6\, \overline{Az H_4}.$$
$$S O_3 + \overline{Az H_4}\, O = S\, O_4\, \overline{Az H_4}.$$

Az H_4 est l'ammonium.

Les *hydracides* s'unissant directement à l'ammoniaque, on reporte l'hydrogène qu'ils renferment sur cette substance pour en former l'ammonium, et l'on considère ce métal, comme étant uni avec le radical de l'hydracide, on a donc :

$$Cl H + Az H_3 = Cl + \overline{Az H_4}.$$
$$S H + Az H_3 = S + \overline{Az H_4}.$$

Dans la théorie des amides, les composés précédens peuvent être formulés d'une autre manière ; car l'ammoniaque étant déjà un composé analogue aux hydracides, dans cette dernière supposition, les formules précédentes deviennent :

$$\begin{cases} Cl\ H \\ Ad\ H \end{cases} \qquad \begin{cases} S\ H \\ Ad\ H \end{cases}$$

Ces formules représentent des composés de même ordre, unis ensemble, comme les chloro-cyanures, les chloro-ïodures, les ïodo-cyanures, les oxy-chlorures, les oxy-sulfures, etc.

Cette dernière théorie à laquelle j'ai songé depuis déjà bien des années, conduit aux formules suivantes pour les sels à oxacides :

$$\begin{cases} SO_4\, H \\ Ad\ H \end{cases} \qquad \begin{cases} Az\, O_6\, H \\ Ad\ H \end{cases}$$

Ici, le doute intervient : si cette dernière notation est conforme à la nature des choses, et elle doit l'être si la théorie de l'amidogène est fondée, elle paraît détruire la théorie de l'ammonium, à moins que l'on ne considère le potassium comme un composé formé d'un radical uni à l'hydrogène ou à un autre corps analogue.

Si, dans la théorie de l'amidogène, l'ammoniaque est un composé comparable à un chloroïdure AdH $\backsim$ X$\lambda\Delta$ (1), on peut

(1) La discussion des théories, des hypothèses et des formules à laquelle je me suis livrée, m'a démontré la nécessité d'employer un signe particulier pour désigner la *similitude*. La similitude étant autre que l'égalité que l'on représente par le signe = et se trouvant avoir l'acception que lui donnent les géomètres, j'ai adopté une *S* couchée pour l'indiquer.

dire que le chlorure ammonique n'est point du chlorure d'ammonium, mais du *chloro-amidure-hydrique* $\left\{\begin{matrix}Cl & H\\ Ad & H\end{matrix}\right.$. Partant de ce point de vue, le chlorure potassique serait $\left\{\begin{matrix}Cl & K\\ Cl & K\end{matrix}\right.$ et cette identité de formule entraînerait l'isomorphisme, l'isotomie et l'isodynamie de ces produits. J'avoue que cette théorie me paraît séduisante, que c'est à elle que j'ai donné la préférence depuis long-temps, qu'elle m'a même fait tenter des expériences pour combiner les chlorures potassiques et sodiques avec le chlorure hydrique, afin d'obtenir les composés $\left\{\begin{matrix}Cl & K\\ Cl & H\end{matrix}\right.$ et $\left\{\begin{matrix}Cl & Na\\ Cl & H\end{matrix}\right.$ et j'ai obtenu des produits qui cristallisaient ces trémies allongées en *barbes de plumes*, exactement comme le sel ammoniac cristallisé dans l'eau; mais ces expériences ne sont point terminées et ne peuvent être invoquées à l'appui de l'une ou de l'autre manière de voir.

Dans la théorie précédente, le *chloramidure hydrique* n'est-il pas le correspondant exact d'un composé de chlorure et de cyanure potassiques $\left\{\begin{matrix}Cl & H\\ Ad & H\end{matrix}\right\} \sim \left\{\begin{matrix}Cl & K\\ Cy & K\end{matrix}\right\}$ et de tous les autres composés que les chloroïdures des mêmes métaux peuvent former en s'unissant entre eux? L'ammoniaque même, ou l'amidure hydrique, ne s'unit-elle pas directement aux chlorures et ne peut-on invoquer en faveur des combinaisons qu'elle forme ainsi, l'identité du type fondamental de ces deux deux sortes de composés? Aujourd'hui que nous ne sommes plus au temps où l'on admettait que toutes les combinaisons se faisaient par une espèce d'antagonisme, les raisons qui viennent d'être exposées seront plus généralement appréciées et en acquerront ainsi une valeur d'autant plus grande. Je ne me prononcerai point entre les deux hypothèses de l'amidogène et de l'ammonium, toutes deux me paraissent probables, toutes deux sont on ne peut plus séduisantes, et l'on ne peut que témoigner le regret que la science qui les a fait créer ne nous permette pas de les juger immédiatement.

En résumant les notions précédentes, on trouve au premier degré de l'échelle ammoniacale, un composé $Az\ H_2$, comparable aux chloroïdes y compris le cyanogène, et au bi-oxyde d'azote; l'amidogène, uni à l'hydrogène, donne un nouveau

rps analogue au cyanure hydrique et équivalant à l'acide oteux : c'est l'ammoniaque ; au dernier degré, on trouve : H_4 qui représente un métal. Son équivalent Az O_4 joue our-à-tour le rôle d'un corps composé de deux acides, Az O_3 Az O_5, ou celui d'un élément chimique flottant entre les mé- ux et les métalloïdes.

Si les analogies établies précédemment ne sont point mal ndées, on peut admettre que, par une suite de combinaisons, corps peut devenir analogue aux métalloïdes les plus com- rans ou aux métaux les plus combustibles. Il manquerait onc au chlore, au brôme, et à l'iode deux degrés de combinai- ns pour, sinon former des métaux, au moins sortir de leur asse et produire de nouveaux élémens. Par contre, si on pou- it retrancher du potassium ce qui le constitue à l'état mé- llique, on en ferait un radical comburant.

Quand on voit le bi-oxyde d'azote jouer quelquefois le rôle l'un élément chimique, prendre autant d'oxygène qu'il en enferme et devenir un autre élément chimique, on peut se demander si ce nouveau corps, par des combinaisons successives ne donnerait pas de nouveaux élémens, et l'on peut se de- mander enfin si tous les élémens connus n'ont pas été produits par une série de combinaisons qui, nous les présentant aux di- vers degrés de leurs transformations possibles, les donne avec les aspects si variés que nous leur connaissons.

Les considérations précédentes établissent la probabilité que, par une suite de pénétrations et de condensations, les corps su- bissent de profondes modifications dans le nombre des élémens constitutifs de leurs molécules ; mais qu'ils reviennent périodi- quement à des états isotomiques qui leur permettent de jouer des rôles, sinon identiques, au moins semblables, dans les com- posés qui les recèlent. Telle est peut-être l'explication de l'ana- logie si profonde que l'on remarque entre les corps que l'on trouve le plus souvent associés dans la nature, comme les oxoï- des, les chloroïdes, les azotoïdes, les platinoïdes : l'identité des circonstances aura déterminé l'identité de l'état isotomique, et, de là, la similitude des rôles chimiques.

Les hypothèses précédentes, poussées jusqu'aux dernières limites, conduisent à cette conséquence remarquable, qu'il n'y a sans doute qu'une seule matière élémentaire qui a pu pro- duire toutes celles que nous connaissons, par des modes d'a-

grégation et de condensation tout particuliers. Opinion déjà émise par de très anciens philosophes, régénérée par M. Prout dans ces derniers temps et presque sanctionnée par des recherches expérimentales entreprises par divers savans à la tête desquels il faut placer MM. Dumas, Boussingault et Stas, autant par la grandeur et la netteté des résultats qu'ils ont obtenus, que parce que l'initiative de ce genre de recherches leur appartient. Si l'expérience a démontré aujourd'hui qu'une soixantaine d'élémens, que nos moyens actuels permettent d'isoler, peuvent former la croûte accessible du globe que nous habitons, quoi de plus simple que d'admettre que tous ces élémens pourraient être réduits à un seul. Il est vrai que la formation des produits nouveaux par l'acte de la combinaison repousse cette idée, mais actuellement que l'isomérie est connue, qu'une foule de corps formés uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène représenteront bientôt à eux seuls autant de composés que tous les autres élémens réunis, l'idée d'une origine unique pour tous les corps connus ne répugne nullement à la pensée; au contraire, quoi de plus simple et de plus grand à-la-fois que d'admettre qu'une seule et unique matière, par la puissance des forces qui lui sont inhérentes, a pu produire tout ce qui nous environne!

Les observations précédentes, quoique appuyées sur un grand nombre de faits, ne sont en réalité que de pures hypothèses, et les hommes qui n'admettent que ce qui est positif, pourront certainement les laisser pour ce qu'elles valent, c'est-à-dire pour de simples conjectures qui seront peut-être un jour démenties par l'expérience. Cependant en admettant la possibilité de ce résultat, je pense que l'examen précédent doit avoir un but utile; car, lorsque des hypothèses ont cours dans la science, le meilleur moyen de les juger est de les pousser aussi loin que possible : si elles sont fausses, elles ne peuvent supporter un examen approfondi et elles tombent d'elles-mêmes; si elles sont bien fondées, au contraire, elles résistent à cette épreuve, et jusqu'à ce moment tel est le cas des dérivés ammoniacaux. Rien ne démontre la fausseté des hypothèses auxquelles ils ont donné lieu; cependant avant de passer à l'histoire spéciale de ces composés, il ne sera pas sans intérêt d'examiner quelques nouveaux faits au point de vue des hypothèses qui ont été exposées précédemment.

1° Si on chauffe du potassium dans du gaz ammoniac, de l'hydrogène est déplacé et du potassium s'y substitue équivalent pour équivalent. On a : $AzH_3+3K=AzK_3+3H$.

L'hydrogène et le potassium sont donc isodynamiques.

2° Si l'on met l'ammoniaque en contact avec le chlore, le brôme ou l'iode, chacun de ces chloroïdes peut également se substituer à l'hydrogène, en totalité, ou en partie, équivalent pour équivalent.

Les chloroïdes sont donc isodynamiques avec l'hydrogène et le potassium.

3° Le chlorure ammonique et le chlorure potassique sont isomorphes.

Le potassium est donc isodynamique avec l'ammonium qui renferme non-seulement de l'hydrogène, mais le radical amide.

Il résulte déjà de ces simples rapprochemens que l'hydrogène, élément chimique de notre époque, est isodynamique avec l'ammonium qui renferme de l'hydrogène. Ces faits si bizarres qu'ils paraissent au premier abord, semblent pourtant bien fondés; ils trouvent leur explication dans l'isotomie qui est une des propriétés les plus importantes des corps et qui leur permet de jouer le même rôle, quoiqu'ils puissent être fort différens en apparence, parce que les condensations ont lieu dans les élémens secondaires des molécules (*V.* t. 1. p. 15 et 21). L'hydrogène est un métal d'un ordre déterminé, l'ammonium est un métal d'un ordre plus élevé.

4° Si les chloroïdes peuvent être isodynamiques avec l'hydrogène, le cyanogène peut remplacer l'hydrogène dans l'ammoniaque et l'on aurait : $Ad\,Cy=AzH_2$, $AzC_2=2\,Az\,CH$. Ces équations démontrent que si l'on découvrait le composé $Az\,CH$, il présenterait l'isomérie double : l'un des corps serait du même ordre que les chloroïdes; le composé double, amidure cyanique, serait du même ordre que les chloroïdures amidiques et l'ammoniaque elle-même.

5° Puisque l'ammonium peut remplacer l'hydrogène, il serait sans doute possible de l'unir à l'amidogène. L'union de ces deux corps donnerait un produit analogue au cyanure ammonique. Ce composé aurait la même formule ultime que l'ammoniaque et serait double : $Ad\,Am=AzH_2$, $AzH_4=2(AzH_3)$.

Cette équation démontre à l'avance que l'on découvrira

l'ammoniaque double et qu'elle sera analogue aux sels ammoniques.

6° Si l'on obtient l'ammoniaque double, n'obtiendrait-on pas un triple amidogène comparable à l'ammonium Ad Ad Ad? Ce triple amidogène ne formerait-il pas des triples amidures, comme il existe des triples cyanures, et le paracyanogène n'est-il pas lui-même le représentant de ce composé, ou 3 Cy. Il serait réellement important de voir si le paracyanogène ne s'unit point directement aux hydracides dans toute l'étendue de ce terme ou s'il n'est réellement point un homologue de l'ammonium, sans que pour cela il cesse d'être celui des chloroïdes.

Il résulte, de ce qui précède, que la théorie de l'amidogène, corps hypothétique, est considérablement fortifiée par l'existence du cyanogène, et que l'étude comparative des séries cyanique et ammonique devra conduire à des précieuses découvertes. Les expériences les plus faciles à tenter seraient celles qui auraient pour but de voir si la cyanure hydrique se comporte comme l'ammoniaque, et si la série cyanique pourra induire à admettre l'existence d'un *cyanium*, comparable à l'*ammonium*.

On pourrait peut-être objecter aux théories développées dans cet article que la similitude des composés ammoniques et potassiques n'est qu'apparente, et que, par exemple, les modes de formation du chlorure potassique et du chlorure ammonique ne sont pas les mêmes : le premier pouvant se former par l'union directe du chlore et du potassium, et le second se produisant en unissant directement le chlorure hydrique et l'ammoniaque. Mais à cette objection ne pourrait-on pas répondre que le mode de formation des corps n'indique pas nécessairement leur constitution; qu'il est possible qu'un seul et même corps puisse se former par des combinaisons différentes, et que, enfin, il serait possible que des réactions, différentes en apparence, fussent finalement les mêmes, et que ce résultat fût obtenu par une suite de réactions dont la dernière, aurait lieu pour nous, en même temps que la première. Ce principe des réactions successives est de la plus haute importance pour les théories des phénomènes chimiques et de la constitution du corps. Lorsqu'on l'a bien compris, il met en garde contre une foule d'erreurs de jugement, et il permet de relier ensemble des faits qui ne sont réellement

ntraires que par l'apparence. Les exemples suivans vien-ont à l'appui des explications qui précèdent : 1° lorsque n produit du chlore en faisant réagir les uns sur les autres bi-oxyde manganique, le sulfate hydrique et le chlorure dique, il se forme d'abord du chlorure hydrique, qui réa- ensuite sur le bi-oxyde manganique; 2° en traitant les hy-chlorites purs par un sel hydrique ordinaire, on obtient l'acide hypochloreux. Si l'on opère sur les mélanges de lorure et d'hypochlorite qui se trouvent dans le commerce, obtient du chlore, parce qu'il se dégage à-la-fois du chlo-re hydrique et de l'acide hypochloreux qui se détruisent utuellement en donnant de l'eau et du chlore; 3° si dans traitement du zinc par l'azotate hydrique dilué on n'obtient e peu ou point d'hydrogène, et s'il se forme beaucoup ammoniaque, c'est évidemment parce que l'hydrogène ré-uit l'acide azotique au lieu de se dégager; 4° enfin, dans la réparation de l'or mussif, il est bien évident que ce produit est obtenu qu'à la suite de plusieurs réactions.

Des différences observées entre la production du chlorure otassique et celle du chlorure ammonique, on ne peut donc ien conclure qui soit contraire à l'identité de leur constitution; r le chlorure hydrique, en s'unissant à l'ammoniaque, pour-ait d'abord perdre l'hydrogène qu'il renferme pour le céder cette dernière, et en faire de l'ammonium qui s'unirait défini-ivement avec le chlore; de même que le chlore pourrait en-ver au potassium l'élément qui le métallifie, et après s'être onstitué à l'état de chlorure de cet élément, s'unir avec le reste u potassium, qui serait alors comparable à l'ammoniaque, our produire enfin un composé analogue au chlorhydrate de tte dernière substance. Il se pourrait enfin que les produits ssent parfaitement comparables, quoique étant formés dans es circonstances différentes.

Une objection beaucoup plus puissante que la précédente, bjection dont il a déjà été dit un mot, est celle qui naît de opposition des deux théories de l'amidogène et de l'ammo-ium, mais je ne reviendrai pas sur ce point qui a été examiné récédemment d'une manière qui suffit à l'intelligence du ujet. Toutefois, j'oserai dire que ces théories sont toutes eux éminemment probables, qu'elles ne s'excluent pas mu-uellement, et qu'il y a tout lieu d'espérer que les consé-

quences déduites de leur existence simultanée seront réalisées.

Les composés *ammoniques*, ou ceux dans lesquels on admet la présence de l'ammonium, abandonnent de l'ammoniaque, aussitôt qu'on les met en contact avec de l'hydrate potassique ou un *alcali* quelconque, autre que l'ammoniaque elle-même. Les composés amidiques, au contraire, ne donnent point immédiatement d'ammoniaque dans les mêmes circonstances; dans la plupart des cas, ce phénomène n'a lieu que par une élévation de température et par une ébullition prolongée. Cela se conçoit facilement; car l'ammoniaque n'existe réellement pas dans les composés *amidiques* et se régénère seulement sous l'influence de l'eau et d'un alcali. Ces modes divers de réactions permettent donc facilement de distinguer les composés amidiques des composés ammoniques et même de reconnaître quand ils sont unis ensemble ou mélangés. Plusieurs composés formés par la réaction du gaz ammoniac sur les acides anhydres donnent immédiatement l'indice de l'ammoniaque sous l'influence de l'hydrate potassique; mais il y en a une partie qui résiste plus fortement et qui ne donne d'ammoniaque que par une action prolongée ou par une température élevée. Tels sont les produits formés par l'action de l'ammoniaque sur l'acide sulfurique anhydre et sur l'acide carbonique.

Le 5 août 1844, M. Laurent a lu devant l'Académie des sciences des observations sur les *acides amidés*, *chloramidés*, etc., pour lesquels il établit plusieurs lois qui répètent à-peu-près ce qui vient d'être dit. M. Laurent admet en outre que toutes les fois qu'un *anhydride* (acide anhydre) est en contact avec l'ammoniaque, il y a toujours au moins deux équivalens de ce gaz qui se combinent avec l'anhydride, que l'un des équivalens s'y unit à l'état d'amide, et l'autre, à l'état d'ammonium; que les équivalens d'ammoniaque en plus, quand il y en a, jouent le même rôle que l'eau de cristallisation des sels.

J'ai déjà eu l'occasion de m'élever bien des fois contre ces lois partielles qui ne conviennent qu'à un très petit nombre de faits, et malgré l'estime que je professe pour les vues ingénieuses de M. Laurent, je ne puis admettre ses lois que comme des généralités utiles, mais qui peuvent se trouver en défaut dans bien des circonstances. En effet, ces lois ne conviennent jusqu'à ce jour d'une manière certaine qu'à trois composés connus. Pour les appliquer à un plus grand nombre de corps,

M. Laurent est obligé de recourir à des suppositions dont il ne donne pas la démonstration.

Tout en reconnaissant que les lois de M. Laurent signalent des faits mal appréciés jusqu'alors, et qu'elles les relient en un seul faisceau, je pense que les analogies les mieux fondées démontrent que ce qu'elles indiquent n'est pas nécessaire, *ou que cela n'a lieu que dans des circonstances particulières et indéterminées jusqu'à ce jour.* En effet, si, sur un équivalent d'acide sulfurique anhydre, on fait réagir un équivalent d'ammoniaque, il en peut résulter un composé fort stable, l'*amido-sulfate hydrique*, analogue au sulfate équi-hydrique

$SO_3 + Az\,H_3 = \overline{SO_3\,Ad}\,H$. S'il y avait une loi à découvrir dans cette circonstance, ce serait celle qui démontrerait que le composé précédent est impossible, et comment il pourrait se faire qu'un autre composé prît toujours naissance: $2\,(SO_3)\,Ad\,Am$. Mais cette loi ne pourra être trouvée; car je crois ces deux sortes de composés possibles, puisque *l'acide sulfamique* que M. Laurent représente par $S_2\,O_2\,Ad\,H + O_4$ peut l'être par $2\,(SO_3)\,Ad\,H$. Il suffit de comparer cette formule à celle du *sulfamate ammonique* pour voir qu'elles sont semblables, et que l'acide sulfamique, $2\,(SO_3)\,Ad\,H$, est à l'acide sulfurique double, ce que *l'amido-sulfate-hydrique*, $SO_3\,Ad\,H$, est à l'acide sulfurique simple. (V. *Comptes rendus de l'académie des sciences*, t. XIX, tableau de la page 324, série sulfurique).

Il serait possible de pousser beaucoup plus loin que je viens de le faire, les hypothèses sur la constitution des corps; mais on arrive ainsi à plusieurs conditions de leur existence qui paraissent également probables, et parmi lesquelles il serait difficile de faire un choix judicieux aujourd'hui, l'une d'elles ne pourra être adoptée à l'exclusion des autres que lorsque l'expérience aura prononcé en sa faveur. Ce livre, d'ailleurs, devant atteindre un autre but que celui où pourrait mener la discussion de choses vagues ou douteuses, je me bornerai à l'histoire des produits utiles dérivés de l'ammoniaque, je donnerai seulement ensuite un tableau synoptique des principaux composés formés par cette substance.

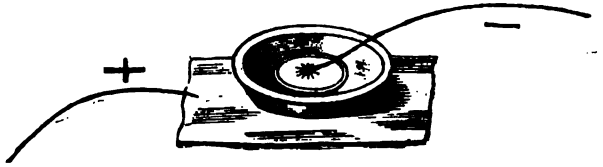
En examinant ce tableau, il ne faudra point perdre de vue que les phosphammoniaque et arsénammoniaque, PH_3 et $As\,H_3$, donnent des produits analogues à ceux de l'ammo-

niaque, et que l'on pourra établir pour eux, par la suite, un *phosphammigène*, un *phosphammonium*, un *arsénammigène* et un *arsénammonium;* enfin que l'antimoine et le bismuth en donneront peut-être tout autant. On trouvera aussi un jour des cyanogènes particuliers dans lesquels l'azote sera remplacé par le phosphore, l'arsenic, l'antimoine et le bismuth. Au moins, les analogies les mieux fondées permettent d'espérer que ces diverses découvertes se réaliseront.

COMPOSÉS AMMONIQUES.

AMALGAME D'AMMONIUM. Davy ayant isolé le potassium et le sodium en décomposant leurs hydrates par la pile hydro-électrique, on a tenté d'appliquer ces mêmes moyens aux composés ammoniques ; car l'analogie qu'ils présentent avec ceux du potassium et du sodium est si grande, que l'on pouvait espérer d'obtenir un résultat satisfaisant. La première tentative de ce genre a été faite par Séebeck en 1808. Peu de temps après, MM. Berzélius, Pontin, et Davy lui-même, se sont occupés du même objet. Ces savans n'ont jamais pu isoler l'ammonium, mais ils ont obtenu un produit remarquable, que l'on peut considérer comme un amalgame de ce métal.

Si l'on taille une petite coupelle dans un morceau de sel ammoniac sublimé, qu'on y introduise un globule de mercure, après l'avoir légèrement humectée, et qu'on soumette définitivement le tout à l'action d'une pile hydro-électrique, en plaçant la coupelle sur une lame de platine mise en communication avec le pôle positif, tandis que le rhéophore négatif plonge dans le mercure, on voit le volume de ce métal augmenter jusqu'au point de devenir 5 à 6 fois plus grand qu'il n'était primitivement. Il prend en même temps une consistance analogue à celle du beurre.



Ce produit, conservant son éclat métallique, peut être considéré comme un véritable alliage, mais lorsqu'on veut

ire l'ammonium par la distillation, il se décompose
ıtement en mercure, gaz ammoniac et hydrogène. On
même le conserver à la température ordinaire sans
isse en peu de temps ce mode de décomposition.

ut obtenir l'amalgame d'ammonium par un autre pro-
i n'exige pas l'emploi d'une pile électrique : il suffit,
n, de faire un amalgame de potassium et de le mettre
ct avec l'ammoniaque liquide ou avec la dissolution
d'un sel ammonique quelconque. On voit le métal
r rapidement et bientôt l'amalgame est produit.

Gay-Lussac et Thenard (1) ont fait l'analyse de
ne ammonique, et ont obtenu des résultats fort éloi-
ceux indiqués par la théorie ; toutefois ces savans ont
ue le poids du mercure augmentait tout au plus d'un
dans la formation de cet amalgame.

la décomposition du chlorure ammonique, par la
hlore doit s'unir au platine qui termine le rhéophore
landis que l'ammonium s'allie avec le mercure. Dans
on de l'amalgame de potassium, sur les sels ammo-
l se fait des sels potassiques, et l'ammonium éliminé
core au mercure, de manière à donner : $RAz\,H_4 +$
$+ Az\,H_4$.

lgame d'ammonium est cristallisable en cubes ; sa con-
st celle du beurre à environ 24° ; son poids spécifique
aible que 3. Le gaz chlorhydrique réagit sur cet amal-
donnant du chlorure ammonique et en mettant de
ène en liberté. L'alcool, l'éther hydrique, le napthe,
posent rapidement.

AMMONIQUE O Am. La dissolution du gaz ammoniac
n, s'opérant avec un développement considérable de
il est probable qu'elle donne lieu à une véritable
chimique, et qu'il existe un oxyde ammonique qui
état d'hydrate en s'unissant avec de l'eau. On est d'au-
porté à le penser que le sulfure hydrique, composé
à l'eau par sa constitution, s'unit facilement à l'am-
e en donnant un produit cristallisable. La grande
de ce gaz dans l'eau, est encore une preuve à l'ap-
ette manière de voir.

---

(1) *Recherche physico-chimique*, t. 1, p. 52 et suiv.

Enfin, on peut dire que la dissolution concentrée de gaz ammoniac dans l'eau est réellement en proportion définie, puisqu'elle contient exactement 4 équivalens d'eau contre un de ce gaz. La théorie de l'ammonium indique d'ailleurs que le premier de ces équivalens a été employé à le transformer en oxyde d'ammonium. La dissolution aqueuse du gaz ammoniac ayant été étudiée, t. 1, p. 501, il n'en sera plus question ici.

SULFURE AMMONIQUE. — *Hydrosulfate et sulfhydrate d'ammoniaque.* — $SAm = SH,AdH_3 = \left\{\begin{matrix} SH \\ AdH \end{matrix}\right\} = 425$. Le sulfure ammonique ne se prépare qu'à l'état de dissolution aqueuse. Il est incolore et possède une odeur infecte semblable à celle du sulfure hydrique. Il est employé dans les laboratoires de chimie comme un réactif très convenable pour précipiter certains métaux à l'état de sulfure. On le prépare exactement comme le sulfure équi-potassique, en employant de l'ammoniaque liquide au lieu d'une dissolution d'hydrate potassique (V. p. 202 de ce vol.). Lorsque le liquide ne dissout plus de sulfure hydrique, on y fait passer un courant d'hydrogène pour chasser l'excès de ce gaz demeuré en dissolution; ce n'est qu'après cette opération que l'on ajoute la deuxième moitié de la liqueur ammoniacale.

SULFURE HYDROAMMONIQUE. — *Hydrosulfate de sulfure d'ammonium* $\left\{\begin{matrix} SH \\ SAm \end{matrix}\right\} = \left\{\begin{matrix} 2SH \\ AdH \end{matrix}\right\} = 637,5$. Ce composé peut être obtenu en beaux cristaux incolores. Il possède la même odeur que le précédent. Il est volatil sans décomposition. Le poids spécifique de sa vapeur = 0,88, selon M. Bineau. On le prépare en faisant arriver dans un flacon du gaz ammoniac et du gaz sulfure hydrique bien secs, après l'avoir préalablement rempli d'hydrogène pour éviter le contact de l'air, qui l'altère et lui fait prendre une couleur jaune. Cette couleur est due à ce que l'oxygène de l'air en s'emparant de l'hydrogène d'une partie de sulfure hydrique, met du soufre en liberté: ce soufre réagit sur le sulfure et le fait passer à un degré supérieur de sulfuration. C'est pour cette raison que le flacon où le produit a été préparé doit être bouché immédiatement.

BISULFURE AMMONIQUE. — *Hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque.* — S_2Am. Ce produit peut être obtenu en cristaux jaunes, déliquescens, d'une odeur analogue à celle du pré-

cédent, en condensant par le refroidissement un mélange de vapeur de soufre et de gaz ammoniac que l'on a fait passer dans un tube de porcelaine rouge. Les composés hydriques détruisent ce sulfure, en dégagent du sulfure hydrique, précipitent du soufre, et donnent naissance à un sel ammonique :

$$X\,H + S_2\,Am = SH + S + X\,Am.$$

Les composés précédens ne donnent pas de dépôt de soufre dans les mêmes circonstances.

Boyle a indiqué anciennement un procédé pour obtenir ce produit à l'état de dissolution aqueuse. Il l'obtenait en distillant un mélange de 2 parties de chaux vive, une de soufre en poudre, et 2 de sel ammoniac et recueillant le produit dans un récipient refroidi convenablement. Il porte le nom de *liqueur fumante de Boyle;* c'est sa vapeur que les saltimbanques emploient pour faire paraître une écriture noire sur un papier blanc où l'on avait d'avance tracé des caractères avec une dissolution d'acétate plombique.

POLYSULFURE AMMONIQUE. (S_5Am ?) On obtient ce produit sous forme d'un liquide jaune en dissolvant du soufre jusqu'à saturation, soit dans le sulfure ammonique, soit dans la liqueur de Boyle. Il est inusité.

CHLORURE AMMONIQUE. — *Sel ammoniac*, *muriate d'ammoniaque*, *Hydrochlorate d'ammoniaque*, *chlorhydrate d'ammoniaque; Sel de Tartarie; Salmiac*, min. $Cl\,Am = \left\{\begin{matrix} ClH \\ AdH \end{matrix}\right\}$ = 668,75. Le chlorure ammonique existe tout formé dans la nature; on en trouve sur les laves des volcans en activité, dans les cavernes qui les environnent et dans les houillères embrasées. Celui de l'Inde est apporté par des caravanes et vendu sous le nom de *Sel de Tartarie*. On le tirait anciennement de l'Ammonie africaine. De là le nom de *Sel ammoniac* qu'on lui a donné. Ce sel, étant le produit ammoniacal le plus anciennement connu, a servi pour dénommer tous les autres.

Le *Sel ammoniac* existe sous deux formes dans le commerce: ou bien il a été sublimé et a la forme d'un pain convexe d'un côté, concave de l'autre et percé au milieu; dans ce cas, sa structure est fibreuse; ou bien on l'a fait cristalliser

dans l'eau et il paraît blanc en masse. Il cristallise en cube et on l'obtient le plus souvent en trémies formées par des séries linéaires de cristaux réunis comme les barbes d'une plume. Son poids spécifique est de 1,52; celui de sa vapeur =0,89 ou 1/8 d'équivalent, selon M. Bineau, à la température ordinaire, l'eau peut en dissoudre 0,367; lorsqu'elle est bouillante elle en prend un poids égal au sien. Il se dissout aussi dans l'alcool. Sa dissolution aqueuse dissout plusieurs oxydes métalliques et particulièrement l'oxyde équi-cuivrique.

Le chlorure ammonique est une base vis-à-vis des chloracides; il s'unit très bien à l'acide chloro-platinique.

On peut produire du chlorure ammonique en unissant directement le gaz ammoniac et le gaz chlorhydrique. Ces deux gaz donnent immédiatement naissance à un produit solide et ne laissent aucun résidu gazeux si leurs volumes sont égaux. Effectivement on a :

$$(Cl\,H = 4\ vol. + Az\,H_3 = 4\ vol.) = (Cl\,Az\,H_4 = Cl\,Am = 8\ volu.)$$

Le chlorure ammonique est employé en médecine : il entre dans le vin anti-scorbutique et fait partie d'une pommade antipsorique. Il sert pour décaper les métaux, dans l'étamage du fer et du cuivre, pour faire une espèce d'eau régale employée par les teinturiers pour dissoudre l'étain et pour faire la plupart des produits chimiques ammoniacaux; cependant, depuis quelques années on lui a souvent substitué le sulfate ammonique pour ce dernier usage.

Le véritable sel ammoniac venant de l'Ammonie était préparé en soumettant à la sublimation la suie provenant de la combustion des excrémens des chameaux. Maintenant, on le fait presque entièrement avec le carbonate ammoniacal provenant de la distillation de matières animales ou de la putréfaction de l'urine, ou des produits liquides de la distillation de la houille dans les usines où l'on fabrique le gaz de l'éclairage.

Pour obtenir ces divers résultats, il y a plusieurs procédés:

1° Décomposer les liqueurs ammoniacales, quelles qu'elles soient, par la chaux vive, les chauffer pour en dégager le gaz ammoniac, le recueillir dans du chlorure hydrique aqueux jusqu'à saturation, et soumettre le produit à des cristallisations réitérées.

Dissoudre dans l'eau 1 équivalent de sulfate ammonique équivalent de sel marin; chauffer la liqueur pour la soumettre à une évaporation ménagée : il se forme du sulfate sodique qui se précipite en grande partie, et les eaux-mères contenant du chlorure ammonique sont soumises à la cristallisation.

Mêler ensemble 1 équivalent de sulfate ammonique et 1 équivalent de chlorure sodique, aussi secs que possible, et soumettre le mélange à la sublimation : il s'opère une réaction par laquelle il se produit du chlorure ammonique volatil, qui se sublime, et du sulfate sodique fixe, qui demeure dans le vase.

Le résultat final de ces deux dernières opérations est représenté par :

$$SO_4\,Am + Cl\,Na = SO_4\,Na + Cl\,Am.$$

Dans cette dernière opération, il est évident que le sulfate ammonique se décompose le premier par l'action de la chaleur, en ammoniaque et en sulfate équihydrique : $SO_4\overline{AzH_4} = SO_4H + AzH_3$. Le sulfate hydrique réagit immédiatement sur le sel marin et donne du sulfate sodique et du chlorure hydrique $SO_4H + Cl\,Na = SO_4Na + Cl\,H$: le chlorure hydrique se contrant l'ammoniaque s'y unit immédiatement pour donner le chlorure ammonique : $Cl\,H + AzH_3 = Cl\,\overline{AzH_4} = Cl\,Am$. Il est donc par des réactions successives que ce dernier produit se forme.

Pour ne point perdre d'ammoniaque, il faut que le mélange des deux sels employés soit aussi intime que possible.

Les *chloroïdures ammoniques*, autres que le chlorure, ont plus grande analogie avec ce dernier sel. Ils peuvent se préparer en unissant directement l'ammoniaque avec les chloroïdures hydriques. Le *cyanure ammoniaque* est très volatil, très vénéneux, facilement décomposable par l'eau et ne peut, par conséquent, être préparé qu'en unissant les gaz secs.

On ne connaît pas les composés formés par les *azotoïdes* et l'*ammonium*, et ceux que les diverses *ammoniaques hydriques* forment entre elles, si toutefois leur union est possible. On ne connaît d'autre ammoniure métallique que l'amalgame qui fait en tête des composés ammoniques.

CARBONATES AMMONIQUES. On connaît aujourd'hui un grand nombre de carbonates ammoniques, et malgré les travaux des

plus habiles chimistes, leur histoire laisse encore quelques doutes. Ces doutes naissent surtout du double rôle que l'ammoniaque peut jouer comme amidogène et comme ammonium. Quoique l'analyse ultime de tous ces carbonates soit connue, on n'a pas tenté d'expériences assez directes pour déterminer leur véritable état de combinaison. Dans plusieurs de ces sels, l'eau paraît bien évidemment jouer un rôle basique.

On ne décrira ici que les principaux carbonates.

Carbonate ammonique. CO_3 Am. Ce carbonate est inconnu; mais on pourrait facilement l'obtenir en dissolution dans l'eau. Pour cela, il faudrait prendre une certaine quantité d'ammoniaque liquide peu concentrée, la partager en deux parties égales, saturer l'une d'elles jusqu'à refus par du gaz carbonique et la mêler alors à la deuxième moitié. La première moitié de l'ammoniaque prend ainsi le double de l'acide carbonique nécessaire pour se saturer; en la mêlant à la deuxième moitié, il se forme un carbonate comparable au carbonate de potassique.

Carbonate hydro-ammonique. Bi-carbonate d'ammoniaque. 2 (CO_3) Am H.... HO.... 1,5 HO... 2 HO. Ce composé est blanc, solide, il possède une faible odeur ammoniacale et une réaction peu alcaline. Il ne se dissout que dans 8 parties d'eau froide et dans une quantité beaucoup plus considérable d'alcool. On l'obtient en saturant l'ammoniaque liquide par l'acide carbonique jusqu'à refus.

La réaction est assez lente, et il est convenable d'opérer dans un appareil de Woolf.

On obtient encore ce sel en lavant le sesqui-carbonate d'ammonique en poudre avec de l'eau à la glace ou plutôt avec de l'alcool, il forme le résidu du lavage.

Le carbonate hydro-ammonique monohydraté, est beaucoup moins connu et s'obtient en distillant un carbonate sesquiammonique de la formule = 4 (CO_3 Am), CO_3 H.

Le carbonate hydro-ammonique 2 (CO_3 Am, CO_3 H) H peut être obtenu en faisant cristalliser le sesqui-carbonate dans un flacon fermé afin qu'il ne se perde pas de produits volatils, en ayant soin de chauffer l'eau jusqu'à la température de l'ébullition.

Sesqui-carbonate ammonique. Sel volatil ammoniacal; alcali volatil concret, alcali volatil aérien. — La constitution de ce

est mal connue, sa composition élémentaire ne l'est peut-
pas mieux. On pense aujourd'hui que c'est un sesqui-
bonate ammonique = 3 (CO_2), 2 (Am O). Ce composé est
c, solide, et possède une forte odeur d'ammoniaque. Il se
sforme peu-à-peu en carbonate hydro-ammonique (bi-
bonate) lorsqu'on l'expose à l'air, soit en absorbant de l'a-
e carbonique et de l'humidité aqueuse, soit en perdant du
carbonique et du gaz ammoniac. Cela donne lieu à penser
il doit être comme cette formule l'indique : CO_3 Am, CO_3 H,
Ad H. Cette dernière partie CO_2 Ad H s'en allant, il reste
carbonate hydrammonique. Si le composé absorbe du gaz
bonique et de l'eau, il peut devenir carbonate ammonhy-
que CO_2 Ad H + CO_2 + HO = CO_3 Am, CO_3 H.

Le *sel volatil ammoniacal* est employé en médecine ; on en
plit des flacons que l'on fait respirer dans les pertes de con-
ssance. Il est encore employé dans le traitement de la mor-
e des serpens à crochets.

On prépare le sesqui-carbonate ammonique en distillant un
lange de 1 partie de chlorure ou de sulfate ammonique et de
arties de craie : il se forme un produit volatil qui se condense
ns le col de la cornue. Ce produit est le sesqui-carbonate
mmonique.

Dans cette opération, un tiers de l'ammoniaque est perdu
mme cette équation l'indique ;

$$Cl\,Am + 3\,CO_3\,Ca = 3\,(Cl\,Ca) + \{3\,(CO_2),\ 2\,(Am\,O)\} + HO + Az\,H_3.$$

Ce sel donne par la sublimation et par la dissolution de nou-
aux composés ammoniques, plus compliqués, qui sont géné-
lement du carbonate ammonique combiné en différentes
portions avec le carbonate hydrique.

Il y a quelques années, on a proposé de transformer le chlo-
re sodique en carbonate, par le sesqui-carbonate ou le bi-car-
nate ammonique. Cette opération, qui est possible, n'est
assez économique pour lutter avec le mode de préparation
tuel.

Si, dans une dissolution concentrée de sel marin, on fait dis-
udre du sesqui-carbonate ammonique, ou si l'on fait passer
n courant de gaz carbonique dans une dissolution de sel ma-
n, ammoniacale, il se forme un précipité abondant qui est
incipalement formé de bi-carbonate sodique ; en réunissant

ce précipité et en le chauffant convenablement, on obtien carbonate sodique.

Ce procédé est moins avantageux qu'on ne l'a pensé ; qu'il est probable que le précipité est un carbonate am nico-sodique, et que, dans la dessiccation du sel, il y a grande perte d'ammonique.

Il est évident d'ailleurs qu'il se produit du chlorur monique que l'on peut retransformer en carbonate, et l'ammoniaque devient ainsi un véhicule qui sert pour t porter l'acide carbonique sur la soude.

Il y a, comme on le voit, beaucoup d'inconvéniens dans fabrication ; mais il serait possible de les faire disparaît grande partie.

CARBONATE ANHYDRE D'AMMONIAQUE. Lorsque l'on fait en ensemble dans un même flacon du gaz carbonique et d ammoniac bien secs, ils se combinent et donnent naiss à une poudre blanche formée de 1 proportion d'acide ca nique et de 1 proportion d'ammoniaque ou de 1 volum premier gaz et de 2 du second.

Lorsqu'on chauffe ce corps, ses élémens se séparent, selon la remarque de M. Bineau, ils ne retournent pas médiatement à l'état solide par le refroidissement. Selo chimiste, ces deux gaz ne sont point condensés, et la va de ce composé a un poids spécifique de 0,9, et son volume sixième de celui de son équivalent. Il est possible que la non densation ne soit que le résultat de la destruction du com

On fait beaucoup de suppositions sur la constitution c corps, et il est évident que l'on ne la connaît pas encore! L'ammoniaque y est-elle à l'état d'ammoniaque même, l'état d'amidogène, ou à l'état d'ammonium, ou bien le posé ne représente-t-il en lui-même rien de ces corps, ou encore les élémens de l'ammoniaque y sont-ils tout à-la- l'état d'amidogène et d'ammonium, comme cela dev être, selon M. Laurent? Il faut attendre de nouvelles servations avant de se prononcer. Le composé CO_2, A pourrait être $\overline{CO_2}$ AdH.

OXALATES AMMONIQUES. *Oxalates d'ammoniaque.* — On naît deux oxalates ammoniques : l'oxalate neutre et le oxalate.

Oxalate ammonique. — C_2O_4Am, HO (1). Ce composé cristallise en prismes rhomboïdaux, il a beaucoup d'éclat, il est peu soluble dans l'eau et sert dans les laboratoires de chimie pour reconnaître et précipiter la chaux dissoute.

En distillant l'oxalate ammonique, on obtient successivement de l'eau, de l'ammoniaque, du carbonate ammonique, du gaz oxyde carbonique et une matière particulière, découverte par M. Dumas, et à laquelle ce chimiste a donné le nom d'*oxamide*. La composition de cette substance peut être représentée par de l'oxalate ammonique, moins les élémens de l'eau, ou par $C_2O_3, AzH_3 - HO = CO_2AzH_2 = \overline{CO_2Ad}$; un composé correspondant à l'acide oxalique anhydre.

On prépare l'oxalate ammonique en saturant l'ammoniaque liquide par l'oxalate hydrique et en soumettant le produit à la cristallisation.

BI-OXALATE AMMONIQUE. — $2(C_2O_3), AmO, 2HO$. Ce composé est en grains cristallins et beaucoup moins soluble que le précédent. On le prépare, en partageant une dissolution d'oxalate bi-hydrique, en deux parties égales, saturant l'une d'elles par l'ammoniaque, y ajoutant ensuite la seconde, et soumettant le tout à la cristallisation.

SULFATE AMMONIQUE. — *Sel secret de Glauber. Sulfate d'ammoniaque; Mascagnine.* — Min. SO_4Am, HO. (*An* SO_4Am?) Ce sel possède la même forme que le sulfate potassique; on l'obtient en prismes rhomboïdaux, à 4 ou à 6 pans; cependant il contient un équivalent d'ammonium et un équivalent d'eau, tandis que le sulfate potassique est anhydre, et l'on n'a pu expliquer ce cas singulier d'isomorphisme. Voici cependant ce qui doit être : ou les sulfates potassique et ammonique sont parfaitement isomorphes, l'analyse du sulfate ammonique est à refaire et il ne contient qu'un équivalent d'eau, celui qui est nécessaire pour transformer l'ammoniaque en oxyde ammonique; ou l'identité de forme dans ces deux circonstances est tout-à-fait fortuite et ne représente pas un cas d'isomorphisme direct. Cette dernière supposition est plus vraisemblable que la première et l'erreur tient à ce que l'on a confondu l'isomorphisme direct avec l'isomorphisme par substitution : les deux sulfates potassique et ammonique sont parfaitement isodyna-

(1) L'azotate ammonique est un oxalate bibasique, hydro-ammonique.

miques et ne sont pas isomorphes : ce n'est évidemment que SO_4Am qui peut remplacer S_4OK; tandis que HO est éliminé.

Le sulfate ammonique s'effleurit dans un air sec dont la température est élevée; si on le chauffe brusquement, il décrépite. En le distillant, il abandonne d'abord l'ammoniaque et passe à l'état de sulfate hydro-ammonique (bisulfate); plus tard, il se dégage de la vapeur d'eau, de l'azote, et l'on recueille en outre du sulfite ammonique, peut-être de l'amidosulfate hydrique.

Il se dissout dans environ le double de son poids d'eau à la température ordinaire et dans un poids égal au sien à la température de l'ébullition.

On prépare le sulfate ammonique par plusieurs procédés différens :

1° La liqueur provenant de la distillation des matières animales est filtrée très lentement dans des vases contenant du sulfate calcique : le carbonate hydroammonique contenu dans ces liqueurs, décompose ce sulfate et il en résulte du sulfate ammonique et du carbonate calcique insoluble. Les liqueurs sont évaporées et le résidu sec est chauffé à une température assez élevée pour chasser l'*huile empyreumatique* (espèce de goudron animal) qui l'accompagne, et cependant, insuffisante pour le décomposer. Le résidu est ensuite redissous dans l'eau et soumis à des cristallisations réitérées.

2° Les liqueurs ammoniacales sont décomposées par la chaux vive et chauffées légèrement pour en chasser l'ammoniaque que l'on fait rendre dans de l'eau contenant du sulfate hydrique : il se fait directement du sulfate ammonique, que l'on obtient ainsi beaucoup plus pur que le précédent et par une seule cristallisation.

Ce second procédé est employé de préférence au premier quand le sulfate hydrique est à bas prix et lorsque l'on opère sur les produits des usines à gaz. Le premier est préférable dans les localités où le gypse est commun.

Le sulfate ammonique est employé comme le chlorure pour préparer tous les produits ammoniacaux et principalement l'*alun ammoniacal*.

SULFITE AMMONIQUE.— SO_3Am. On prépare ce composé en saturant l'ammoniaque liquide par le gaz sulfureux, et en prenant les précautions indiquées pour préparer le sulfite potas-

que. On l'obtient à l'état solide par la cristallisation. Il absorbe l'oxygène de l'air et se transforme en sulfate. Il se dissout dans un poids d'eau froide égal au sien et dans moins d'eau bouillante. La chaleur le décompose en donnant de l'ammoniaque et du sulfite acide (*ou* sulfite hydro-ammonique ?)

Le gaz sulfureux et le gaz ammoniac secs, s'unissent à volumes égaux et donnent un produit solide, jaune brun, cristallisé en petites aiguilles, quelquefois réunies en étoiles. La composition de ce corps correspondrait à celle d'un bi-sulfite d'ammoniaque - anhydre 2 (SO_2), AzH_3; mais ses réactions chimiques indiquent qu'il a une toute autre constitution. Lorsqu'on le chauffe, il se décompose en sulfate et en hypo-sulfite ammoniques. La distillation aqueuse est décomposée à l'aide de la chaleur et de l'hydrate potassique, en ammoniaque qui se dégage, et en sulfate et en hypo-sulfite potassiques, qui sont fixes.

HYPO-SULFITE AMMONIQUE.— $S\overline{O_3}S$ Am. On peut obtenir l'*hypo-sulfite ammonique* en décomposant l'hypo-sulfite calcique par le carbonate ammonique : il se produit du carbonate calcique insoluble et de l'hypo-sulfite ammonique soluble. Ce composé dissout facilement le chlorure argentique.

CHLORATE AMMONIQUE. — ClO_6Am. Ce sel cristallise en petites aiguilles d'une saveur piquante. Il est volatil à une température d'environ + 100°; chauffé plus fortement, il se décompose en donnant une vapeur rouge, indéterminée, mais n'étant pas de l'acide azotosique; il est probable que ce n'est point non plus l'acide chlorosique, puisque ce composé est détruit à une température peu élevée; il fuse sur des charbons ardens. On peut le préparer en saturant le chlorate hydrique par l'ammoniaque ou le carbonate ammonique. Il est plus économique de décomposer le fluosilicate ammonique par le chlorate potassique : il se forme du fluosilicate potassique, très peu soluble, que l'on sépare par la décantation, la liqueur est ensuite soumise à la cristallisation.

AZOTATE AMMONIQUE. — AzO_6Am. Ce sel cristallise en longs prismes incolores, striés, comme ceux de l'azotate potassique. Sa saveur est piquante, lorsqu'on le laisse tomber sur des charbons ardens, il fuse, mais moins vivement que l'azotate potassique; chauffé dans une fiole ou dans une petite cornue de verre, il commence par fondre en un liquide

incolore et se décompose ensuite entièrement, en eau et en équi-oxyde azotique, à la température de + 230°.

$$Az\,O_6\,Az\,H_4 = 2\,(Az\,O) + 4\,(HO).$$

Chauffé avec l'éponge de platine, il se décompose à + 160°, en donnant de l'azote, de l'azotate hydrique et de l'eau.

Chauffé avec la poudre de charbon, il détone + 170°.

Selon Davy, lorsque l'on chauffe l'azotate ammonique, il commence par perdre une demi-proportion d'eau, de manière qu'il resterait 2 ($Az\,O_5$), Am O, Ad H.

Cette observation aurait besoin d'être vérifiée de nouveau; elle paraît inexacte.

Projeté dans un creuset rouge, il brûle avec flamme. De là le nom de *nitrum flammans*, donné par les anciens chimistes. Sa combustion est facile à expliquer puisqu'il contient de l'oxygène déposé à côté de l'hydrogène et qu'il suffit de modifier les circonstances qui retiennent ces corps en équilibre, pour qu'ils combinent dans un autre ordre.

A la température ordinaire, l'eau dissout la moitié de son poids d'azotate ammonique; à la température de l'ébullition, elle en dissout 2,084 parties.

On prépare facilement l'azotate ammonique : pour cela, on sature l'azotate hydrique, soit par l'ammonique liquide, soit par le carbonate ammonique, soit même par l'ammonique gazeuse, provenant de la décomposition de liqueurs ammoniacales par la chaux. La liqueur est ensuite évaporée doucement et soumise à la cristallisation. L'évaporation de cette liqueur a besoin d'être surveillée; car, en élevant trop la température, on pourrait décomposer le sel sans s'en apercevoir. Le mieux est d'employer un thermomètre et d'arrêter l'opération avant qu'elle ait atteint la température de 164°.

PHOSPHATES AMMONIQUES. — On connaît trois phosphates ammoniques : tous trois sont tribasiques, et l'hydrogène s'y trouve en remplacement de l'ammonium. Lorsque l'on chauffe fortement tous ces composés, ils abandonnent *de l'ammoniaque et laissent du phosphate hydrique impur*, dont on peut chasser les dernières parcelles d'ammoniaque par l'azotate hydrique et la chaleur. Ces sels sont importans pour la théorie; car ils démontrent l'isodynamie de l'hydrogène, du magnésium et de l'ammonium, ainsi que celle de ce métal hypothétique et du sodium.

Phosphate bihydro-ammonique, phosphate acide et biphosphate d'ammoniaque. — $PO_8\,Am,\ 2\,H = PO_5,\ Am\,O,\ 2\,HO,\ HO$. Ce sel est susceptible de cristalliser en prismes obliques rhomboïdaux. On l'obtient en versant du phosphate trihydrique dans de l'ammoniaque caustique jusqu'à ce qu'elle commence à rougir le tournesol, et, en évaporant la liqueur à une douce chaleur. Ce sel est soluble dans cinq parties d'eau; il est sans usage.

Phosphate hydro-biammonique, phosphate d'ammoniaque ordinaire, phosphate neutre d'ammoniaque. — $PO_8\,H\,2\,Am = PO_5,\ HO,\ 2\,Am\,O$. Ce sel est cristallisable en prismes à 6 pans, dérivant d'un prisme rhomboïdal, terminés par des pyramides tétraèdres. L'eau en dissout le quart de son poids à la température ordinaire; sa dissolution possède une réaction alcaline. On prépare ce sel en décomposant la dissolution de phosphate bihydro-calcique (1) par le sesqui-carbonate ammonique. De l'acide carbonique se dégage; il se fait un précipité de phosphate calcique $= \left\{\begin{matrix} 2\,PO,\ Ca,\ 2Ca \\ PO_6,\ H,\ 2\,Ca \end{matrix}\right\}$ (2); on ajoute du carbonate ammonique tant que l'on voit ce précipité se former; on le sépare par la décantation et la filtration; la liqueur est ensuite soumise à l'évaporation. Il est convenable d'ajouter un peu d'ammoniaque de temps à autre à cette liqueur, car elle devient acide à mesure qu'elle se concentre.

Un tissu, imprégné de la dissolution de ce phosphate ammonique, ne peut plus brûler avec flamme, même après qu'il a été parfaitement desséché. Ses fibres complétement recouvertes par le phosphate, sont protégées contre l'action de l'air et ne peuvent plus éprouver qu'une espèce de distillation.

Phosphate triammonique, phosphate basique d'ammoniaque. $= PO_8\,3\,Am,\ = PO_5,\ 3\,Am\,O$. Ce composé, peu étudié, s'obtient en ajoutant de l'ammoniaque liquide à la dissolution concentrée d'un des phosphates précédens, il se fait un précipité peu soluble dans l'eau, que l'on recueille.

Phosphate ammoniaco bi-magnésique, sel fusible de l'urine, sel natif et sel essentiel de l'urine, sel phosphorique, sel microcosmique, calcul fusible, phosphate ammoniaco-magnésien. — $PO_8\,Am\,2\,Ma,\ 12\,HO = PO_5\,Am\,O,\ 2\,MaO;\ 12\,HO$. Ce

(1) On obtient ce composé en traitant les os calcinés par le sulfate hydrique. V. t. I, p. 663, et t. II, p. 166.

(2) V. t. II, p. 166–167.

sel se rattache à l'histoire des sels précédens, le magnésium remplaçant l'hydrogène. Il existe dans l'urine de l'homme, dont il se dépose en petits cristaux étoilés par l'évaporation. Il forme aussi une espèce de calcul urinaire que l'on rencontre assez souvent. Il existe encore dans les fruits des céréales, et M. Liebig dit qu'il s'en dépose lorsque l'on ajoute de l'ammoniaque à de la bière fraîche. Ceci tendrait à prouver que l'orge contient un phosphate magnésique qui se dissout par l'acide lactique produit dans la fermentation de la bière, et que l'ammoniaque le précipite. On obtient artificiellement le phosphate ammoniaco-magnésien en ajoutant de l'ammoniaque et du phosphate hydro-bisodique à un sel magnésique dissous dans l'eau : il se forme un précipité cristallin que l'on recueille sur un filtre, que l'on lave et que l'on sèche. Lorsque l'on chauffe ce sel, il abandonne de l'ammonique et présente un phénomène d'ignition fort remarquable; alors, selon M. Graham, il est transformé en phosphate bi-magnésique insoluble dans l'eau; ce dernier sel est mélangé avec du phosphate hydrique, provenant de la décomposition du phosphate ammonique. Si l'on chauffe davantage, ce sel entre en fusion. Cette propriété permet de distinguer facilement les calculs urinaires qui en sont formés : tous les calculs sont combustibles, excepté deux espèces : celles de phosphate calcique et de phosphate ammoniaco-magnésien. Parmi ceux-ci, le premier est absolument infusible au chalumeau, et le second fond facilement.

Pour reconnaître les composés magnésiens, on les fait passer à l'état de phosphate ammoniaco-magnésien : le mélange indiqué précédemment et qui peut donner naissance à ce sel, donne un précipité cristallin quand on l'agite avec une baguette de verre, et ce précipité se dépose sur toutes les traces laissées par la baguette. Ce caractère, indiqué par Wollaston, ne donne rien de bien certain; car tous les précipités cristallins, qui, par cette condition de leur nature, mettent un certain temps à se former, se comportent de même.

ARSÉNITE AMMONIQUE. — En ajoutant de l'ammoniaque à une dissolution aqueuse d'acide arsénieux et chauffant la liqueur pour chasser l'excès de cette dernière substance, on obtient l'arsénite ammonique. Ce corps est sans usages; mais le procédé indiqué est convenable pour transformer l'acide arsénieux en arsénite soluble et lui permettre ainsi de donner les

actions de ces derniers corps. L'ammonique peut dissoudre us d'acide arsénieux que l'eau ; mais, par la cristallisation, cide arsénieux libre se dépose.

ARSÉNIATES AMMONIQUES. — Les arséniates ammoniques sont oins connus que les phosphates ; mais l'analogie porte à nser qu'ils ont une composition *semblable*. En ajoutant de mmoniaque à une dissolution d'arséniate tri-hydrique, jus-'à ce qu'elle commence à se troubler et soumettant ce pro-uit à l'évaporation spontanée on obtient l'arséniate tribasique AsO_6H, 2 AmO; 2 HO, peut-être AsO_6H, 2 HO; 2AmO? Ce sel t sous forme de prismes obliques à bases rhomboïdales : ses ristaux abandonnés à l'air perdent la moitié de l'ammoniaque u'ils renferment en se trouvant transformés en arséniate triba-que, équi-ammonique. Sa dissolution réagit comme les alcalis.

Ce dernier arséniate s'obtient en ajoutant de l'arséniate ihydrique au sel précédent et en soumettant la liqueur à évaporation : on obtient des cristaux octaédriques, à bases rrées, qui ont pour formule AsO_6Am, 2 HO, 12 HO.

Un excès d'ammoniaque ajouté aux dissolutions des arsé-iates précédens fait naître un précipité d'arséniate basique, ui est probablement tri-ammonique.

Par la distillation, l'arséniate ammonique donne de l'azote, e la vapeur d'eau et de l'acide arsénieux; l'arséniate bi-am-ionique donne dans les mêmes circonstances, de l'ammo-iaque et de l'arsenic réduit; l'arséniate tri-ammonique onnerait sans doute les mêmes produits; mais avec plus d'am-ioniaque.

CARACTÈRES DES DISSOLUTIONS AMMONIQUES.

Les dissolutions *ammoniques* ont pour caractère essentiel de ne se troubler, ni ar le *sulfure hydrique*, ni par les *sulfures natroïdiques*, ni par *les carbonates de la ème série*.

Par les *hydrates potassique* ou *sodique*, ils donnent de l'ammoniaque recon-aissable à son odeur, à son action sur le papier de *curcuma humide* qu'elle rougit, sur le papier *rouge de tournesol*, qu'elle bleuit, et à ce qu'elle donne des *vapeurs isibles* quand on en approche une baguette de verre couverte d'*azotate hydrique*.

Par l'*acide chloro-platinique*, ils donnent un précipité jaune, cristallin, de chloro-latinate ammonique peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool.

Les métaux ordinaires n'y produisent rien de bien apparent, seulement le uivre est attaqué au contact de l'air humide et leur communique une couleur bleue.

L'amalgame de potassium donne avec la dissolution ammoniacale une masse utireuse à éclat métallique, qui est l'amalgame d'ammonium (V. p. 254 de ce vol.) ûlés avec de l'oxyde équi-caprique et chauffés dans un tube, ils donnent de l'azote t de l'eau.

TABLEAU *des principaux dérivés de l'ammoniaque.*

	Formules fondamentales.	Formules théoriques.	Corps correspondants symboliques.
Amidogène	AzH_2	Ad	Chloroïdes.
Ammoniaque	AzH_3	AdH	Chloroïdures et ammoniaques.
Ammonium	AzH_4	Am=AdH$_2$	Natroïdes.
Oxyde ammonique (hyp.)	AzH_4O	AmO	Oxyde natroïdique.
Oxyde ammonhydrique (hydrate hyp.)	AzH_5O_2	$\left\{\begin{matrix}OAm\\OH\end{matrix}\right\}$	Oxydes hydronatroïdiques.
Ammoniaque liquide	AzH_4O, 3HO	$\left\{\begin{matrix}OAm\\OH\end{matrix}\right\}$ 2HO	
Sulfure ammonique	AzH_4S	SAm	Sulfures natroïdiques.
Sulfure ammonhydrique	AzH_5S_2	$\left\{\begin{matrix}SAm\\SH\end{matrix}\right\}$	Sulfures hydronatroïdiques.
Bisulfure ammonique	AzH_4S_2	S_2Am	Bisulfures natroïdiques.
Chloroïdures ammoniques	$AzH_4X\lambda$	$X\lambda Am$	Chloroïdures natroïdiques.
Carbonate ammonique	AzH_4O_3C	CO_3Am	Carbonate natroïdique.
Sulfocarbonate ammonique	AzH_4S_3C	CS_3Am	Sulfocarbonate natroïdique.
Sesquicarbonate ammonique	$3(CO_2),2(AzH_4O)$	$\left\{\begin{matrix}2CO_3Am\\CO_2.\end{matrix}\right\}$?	Probablement $\left\{\begin{matrix}CO_2Am\\CO_3H\\\overline{CO_2AdH}\end{matrix}\right\}$ en $\left\{\begin{matrix}2CO_2Am\\\\CO_3H.\end{matrix}\right.$
Bicarbonate ammonique (1)	$2(CO_2)$, (AzH_3), HO	$\left\{\begin{matrix}CO_3Am\\CO_3H.\end{matrix}\right\}$	Carbonate hydronatroïdique.

(1) Il existe une foule d'autres carbonates ammoniacaux, qui doivent toujours être formés de carbonate ammonique uni au carbonate hydrique et peut-être à l'amido-carbonate hydrique $\overline{CO_2AdH}$; mais la composition de ces carbonates ne paraît pas être déterminée d'une manière assez exacte pour permettre de faire entrer leurs formules dans ce tableau.

	Formules fondamentales.	Formules théoriques.	Corps correspondans et observations.
Carbamide (Regnault).	$CO AzH_2$	CO Ad	Acide carbonique.
Sulfite ammonique.	$SO_3 AzH_4$	$SO_3 Am$	Sulfites ordinaires.
Sulfate ammonique.	$SO_4 AzH_4$	$SO_4 Am$	Sulfates ordinaires.
Hyposulfite ammonique.	$S_2O_3 AzH_4$	$\overline{SO_3 S} Am$	Hyposulfites et sulfates ordinaires.
Sulfhydramide	$SO_3 AzH_3$	$\overline{SO_3 Ad} H$	Sulfate hydrique.
Bisulfydramide	$S_2O_4 AzH_3$	$\left\{\begin{matrix} SO_2 \\ \overline{SOAd} \end{matrix}\right\} HO$	Bisulfite.
Sulfamide (Regnault).	$SO_2 AzH_2$	$\overline{SO_2 Ad}$	Acide sulfurique anhydre.
Sulfamide (Rose).	$SO_3 AzH_3$	$\overline{SO_3 Ad} H$	Sulfate équihydrique.
Id. (Laurent).	$S_2O_6 Az_2H_6$	$2(SO_3) Ad Am$	Bisulfate anhydre. / Sulfamate d'ammonium (L.)
Oxalate ammonique.	C_2O_4, AzH_4, HO	$C_2O_4 Am, HO$	Oxalate ordinaire.
Oxamide.	$C_2O_2 AzH_2$	$\overline{C_2O_2 Ad}$	Acide oxalique anhydre.
Oxalate ammonhydrique	$C_4O_9 AzH_6$	$\left\{\begin{matrix} C_2O_4 Am \\ C_2O_4 H \end{matrix}\right\} HO$	Oxalate hydronatroïdique.
Acide oxamique (oxamate hydrique).	$C_4O_6 AzH_3$	$\left\{\begin{matrix} C_2O_3 \\ \overline{C_2O_2 Ad} \end{matrix}\right\} HO$	Bioxalate hydrique.
Lactamide	$C_6O_4 AzH_7$	$\overline{C_6H_5O_4 Ad}$	Acide lactique anhydre.
Lactamidate hydrique.	$C_6O_5 AzH_5$	$C_6H_6O_5 Ad$ ou $\overline{C_6H_4 Am} O_5$	x.
Benzoate ammonique	$C_{14}O_4 AzH_9$	$C_{14}O_4 H_5 Am$	Benzoate ordinaire.
Benzamide	$C_{14}O_2 AzH_7$	$\overline{C_{14}H_5O_2 Ad}$	Acide benzoïque anhydre.
Azotate ammonique.	$Az_2O_6H_4$	$AzO_6 Am$	Azotate ordinaire.
Acétate ammonique	$C_4O_4 AzH_7$	$C_4O_4 \overline{H_3 Am}$	Acétate ordinaire.

NATRIDE.

Les affinités et les différences des kalides et des natrides ont été exposés, page 193 de ce volume.

SODIUM.

Natrium.

Na = 290,89.

L'histoire du sodium présente la plus grande ressemblance avec celle du potassium. Ces deux métaux ont été découverts presque en même temps par H. Davy, qui les a obtenus au moyen de la pile. Un peu plus tard, ils ont été isolés par MM. Gay-Lussac et Thenard, en décomposant leurs hydrates par le fer à une température élevée. Aujourd'hui on extrait le sodium en décomposant un mélange d'acétate sodique fondu et de charbon, et en opérant exactement comme s'il s'agissait d'obtenir le potassium (V. p. 195 de ce vol.)

Le sodium ressemble physiquement au potassium; il est blanc d'argent, possède un bel éclat métallique qui se ternit instantanément à l'air; son poids spécifique = 0,972; il fond à la température de 90°, et se réduit en vapeurs à une température plus élevée; mais il est moins volatil que le potassium. Il flotte sur l'eau et la décompose rapidement, mais avec moins d'énergie que ce dernier métal et sans inflammation de l'hydrogène qui se dégage. Cela est dû au refroidissement occasionné par la masse de l'eau; car quand on la rend visqueuse par une matière mucilagineuse ou quand on n'en met qu'une mince couche sur du mercure, pour empêcher que le sodium puisse changer de place, la réaction élève assez la température pour que l'hydrogène s'enflamme.

Les propriétés chimiques du sodium sont les mêmes que celles du potassium, aussi est-il inutile de les décrire; ce serait répéter ce qui a été dit pour ce dernier corps. On le conserve dans le naphte comme le potassium.

OXYDES SODIQUES. — NaO et Na_2O_3. Le sodium forme deux composés avec l'oxygène : un équi-oxyde et un sesqui-oxyde, et non un tri-oxyde comme le potassium. L'histoire de ces deux oxydes est la même que celle des oxydes du potassium, seulement le sesqui-oxyde sodique ne résistant pas à une température aussi élevée que le tri-oxyde potassique, il est

facile d'obtenir l'équi-oxyde que l'on ne peut craindre rop chauffer.

YDE HYDRO-SODIQUE.—*Soude caustique, soude à l'alcool, nte de soude.* NaO, HO. Ce composé ressemble parfaite- t à l'oxyde équipotassique et se prépare exactement de la ne manière. On a également de la *soude à la chaux* et de la *le à l'alcool.* La plus grande partie de l'oxyde hydroso- ne que l'on prépare est simplement amené à l'état de dis- tion aqueuse. On donne le nom de *lessive des savonniers* tte dissolution, parce qu'elle est principalement employée r faire du savon en la faisant réagir sur des corps gras. La ive des savonniers est obtenue d'une manière fort écono- ne en lessivant à l'eau chaude un mélange de fragmens de *le brute* et de chaux vive. Elle doit marquer 36° à l'aréo- re de Baumé. Cette opération se fait dans des réservoirs en çonnerie, enduits d'un mortier formé de chaux vive, de dre et de ciment de tuiles.

Comme il est souvent important de connaître la quantité soude réelle, ou d'oxyde sodique contenu dans une liqueur aline, on pourra y parvenir à l'aide de son poids spéci- ue en consultant la table suivante qui a été construite par lton :

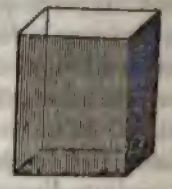
Poids spécifique de la dissolution.	Quantité de soude correspondante.	Poids spécifique de la dissolution.	Quantité de soude correspondante.
2,00	0,778	1,40	0,290
1,83	0,636	1,36	0,260
1,72	0,538	1,32	0,230
1,63	0,466	1,29	0,190
1,56	0,412	1,23	0,160
1,50	0,368	1,18	0,130
1,47	0,340	1,12	0,090
1,44	0,310	1,06	0,047

Sulfures sodiques.—L'histoire des sulfures sodiques est abso- ent la même que celle des sulfures potassiques, et ils peu- t être obtenus par les mêmes procédés en substituant aux oduits potassiques, les produits sodiques correspondans.

CHLORURE SODIQUE. — *Sel, sel ordinaire, sel de cuisine, sel rin, muriate de soude, hydrochlorate de soude; sel gemme; lmare;* min. ClNa. = 733, 5. Le chlorure sodique est s abondant dans la nature; on l'y trouve en dissolution ns l'eau de la mer, dans celle de certains lacs et de plu-

sieurs sources. Il y existe aussi à l'état solide, sous forme de masses lenticulaires qui paraissent provenir de la dessiccation de lacs salés. Il y en a une mine très remarquable à Williczka en Pologne; on en a trouvé aussi une masse considérable en France, à Vic, dans le département de la Meurthe.

Le chlorure sodique est solide, transparent, incolore; il cristallise dans le système cubique et se trouve le plus souvent en parallélipipèdes rectangulaires, ou en masses vitreuses et amorphes.



Sa saveur est franchement salée; son poids spécifique = 2,3 env.; sa chaleur spécifique = 0,214; il décrépite lorsque l'on élève brusquement sa température; il entre en fusion à la chaleur rouge et peut même être réduit en vapeurs. Il est hygroscopique et très soluble dans l'eau, qui peut en prendre 0,36 à + 14°; 0,37 à + 60°; et 0,404 à + 109°7 qui est le point d'ébullition de la dissolution saturée. De — 10° à — 15°, le chlorure sodique cristallise en tables hexagonales, symétriques, qui contiennent 4 équivalens d'eau, selon M. Mitscherlich, et 6, selon M. Fuchs. Ce sel est à peine soluble dans l'alcool anhydre; mais il se dissout assez facilement dans l'alcool aqueux. Les usages du chlorure sodique sont très nombreux, indépendamment de son emploi pour saler les alimens; c'est de lui que dérivent aujourd'hui la majeure partie des produits sodiques : sulfate, carbonate, savon, verre, etc.

Lorsque le sel gemme est assez pur, il est immédiatement livré à la consommation, tel est celui de Williczka; lorsqu'il n'offre point un degré de pureté suffisante, on est obligé de le dissoudre dans l'eau pour le séparer des matières insolubles par la décantation et la filtration, et de le faire repasser à l'état solide par l'évaporation.

Le sel des eaux salées est évaporé par des procédés variables selon la température locale. Dans tous les cas on profite autant que possible de l'évaporation spontanée qui s'exécute

is frais. Sur les côtes méditerranéennes de la France, la npérature ambiante est assez élevée pour que l'on puisse tenir le sel marin sans employer de combustible; sur les tes de l'Océan, et dans les pays où l'on extrait le sel de l'eau s sources, cela ne peut plus avoir lieu. En général, après ne l'évaporation spontanée a été poussée suffisamment loin, s eaux sont élevées à l'aide de pompes sur des bâtimens ts *de graduation*, et là elles sont distribuées par des conduits ui la laissent tomber en pluie fine sur des fagots d'épine où les subissent une nouvelle concentration; enfin, on achève e les évaporer dans des chaudières.

Pendant cette dernière évaporation, il se fait un dépôt onsidérable qui est un sulfate double de chaux et de soude t que l'on nomme *schlot*.

Le sel, obtenu comme il vient d'être dit, contient du chlo- ure magnésique et du chlorure calcique; on peut le purifier en le dissolvant dans l'eau et en précipitant le calcium et le magnésium, à l'état de carbonates, par le carbonate sodique. Il se forme un dépôt que l'on sépare par décantation et filtration, et la liqueur doit être ensuite soumise à l'évaporation.

Le chlorure sodique cristallisé par évaporation est sous forme de trémies à bases carrées, produites par l'agglomération symétrique d'une multitude de petits cubes.

BROMURE SODIQUE.— BrNa. Le bromure sodique ressemble beaucoup au chlorure précédent. Il est anhydre et sous forme cubique, lorsqu'on le fait cristalliser à une température supérieure à $+30^{o}$; mais il est en tables hexagonales et contient 4 équivalens d'eau, lorsqu'on le fait cristalliser au-dessous de cette température. On le prépare comme le bromure potassique en substituant l'oxyde hydrosodique à l'oxyde hydropotassique.

Ce composé est employé en médecine.

IODURE SODIQUE. — INa. Cet iodure ressemble beaucoup aux deux composés précédens et à l'iodure potassique. Au-

dessus de + 50°, il cristallise en cubes; au-dessous de cette température, il cristallise en tables hexagonales symétriques contenant 4 équivalens d'eau comme les sels précédens. Il est très hygroscopique; une partie d'eau en dissout 1,7. On l'obtient, comme le bromure précédent, en remplaçant le brôme par l'iode.

CARBONATE SODIQUE. — *Carbonate de soude; soude; alcali minéral aérien; produit essentiel des soudes naturelles et factices, de la soude brute et des sels de soude; natron*; min. CO_3, CO_2, Na O; 1, 8 et 10 HO. Il existe un carbonate sodique anhydre et 3 autres carbonates hydratés, ainsi que les formules précédentes l'indiquent.

Le carbonate anhydre, CO_3 Na, est en petites masses grenues, amorphes, dures, d'une saveur alcaline et légèrement caustique; il fond à la chaleur rouge et supporte la température la plus élevée sans se décomposer; il n'est ni hygroscopique ni déliquescent comme le carbonate potassique. Lorsqu'on le dissout dans l'eau, la température s'élève d'une manière très notable. Il est d'ailleurs beaucoup moins soluble que ce dernier sel.

On se procure le carbonate sodique anhydre en desséchant le carbonate sodique hydraté, ou en évaporant sa dissolution jusqu'à siccité. Il forme la partie principale et essentielle des *sels de soude*, de la *soude brute* et des *soudes factices*.

Le carbonate sodique anhydre et pur est employé dans les laboratoires de chimie pour analyser les silicates et dans les essais au chalumeau. Dans les arts, il sert pour préparer le savon, le verre, pour le blanchîment, etc.

Le carbonate sodique est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid; lorsqu'on laisse refroidir sa dissolution concentrée, elle abandonne des cristaux ayant la forme d'octaèdres rhomboïdaux métriques basés, dont les faces sont inclinées les unes sur les autres d'environ 114°. Il paraît que cette forme est clinaxique. Ces cristaux retiennent 10 équivalens d'eau, ou 0,629.

Le carbonate sodique cristallisé est limpide, incolore, sans éclat. Il s'effleurit avec une facilité extrême; est très fusible et se solidifie par refroidissement à + 33° 4. En le fondant lentement, on voit qu'il y en a une partie qui résiste à la fusion; si l'on décante la partie fluide, celle qui reste a pour formule CO_3 Na, 8 HO, selon M. Thomson.

Le carbonate sodique se rencontre dans la nature, à la surface

l, où il apparaît en efflorescence dans des endroits qui nondés et forment des lacs pendant une partie de l'an- On lui donne alors le nom de *natron*. On le trouve beaucoup de localités et principalement en Egypte a été connu dès la plus haute antiquité. Le *natron* ne nt qu'un seul équivalent d'eau et a pour formule Na, HO (Beudant). Il est probable que la formation tron est due à une réaction entre le chlorure sodique et le nate calcique; au moins ce dernier produit existe généent dans les endroits où l'on trouve le natron.

natron est le carbonate sodique le plus anciennement ; à une époque plus rapprochée de nous, on en a proen lessivant les cendres des plantes qui croissent sur le de la mer; mais aujourd'hui presque tout le carbonate que consommé en Europe, provient du chlorure sodique l'on fait préalablement passer à l'état de sulfate.

e sulfate sodique anhydre est mêlé avec un poids égal au de craie et avec environ 0,555 de charbon ou de houille fragmens.

e mélange est ensuite chauffé sur la sole d'un fourneau à rbère et agité avec un ringard. Il forme bientôt une pâte s'échappe de l'oxyde carbonique, puis du sodium en va-, qui brûle immédiatement à l'air. Quand la réaction est inée, on reçoit la masse en fusion pâteuse, dans un vase de tôle. Ce produit est alors la *soude brute artificielle*. Il suffit lessiver pour en extraire du carbonate sodique.

théorie de cette opération n'est pas bien connue; mais éussit parfaitement. Le sulfate sodique seul, calciné avec harbon, donnerait du sulfure sodique et de l'oxyde carque; le carbonate calcique dans les mêmes circonstances erait de la chaux caustique et de l'oxyde carbonique. Les res étant mal mélangées d'abord, il est donc probable que nt ces produits qui se forment en premier lieu et que c'est le sulfure sodique, l'oxyde calcique, l'oxyde carbonique r qui traverse le fourneau, que la réaction a lieu ensuite. fait une double substitution entre ces deux corps, d'où réu sulfure calcique et de l'oxyde sodique; celui-ci passe à de carbonate en s'unissant à l'acide carbonique provenant combustion de l'oxyde carbonique, le carbonate sodique uit à la fin de l'opération, résiste à la température du four,

parce qu'il n'y a plus assez de charbon pour le détruire. Seulement dans l'intérieur de la masse, il y a de l'oxyde sodique libre, et il se produit même du sodium qui s'échappe en vapeur et brûle à l'air (1). Selon M. Dumas, la chaux passerait à l'état d'oxysulfure Ca O, 2 SCa. Cet oxysulfure est peu soluble dans l'eau et permettrait à ce liquide d'enlever le carbonate sodique.

Les soudes brutes sont réduites en fragmens et lessivées. Ces fragmens étant très durs, le meilleur moyen de les attaquer est de les soumettre à un jet de vapeur d'eau, qui les fait déliter; ils sont alors bien plus faciles à lessiver.

La soude brute est livrée directement aux savonniers qui la lessivent en présence de la chaux pour préparer la lessive des savonniers (Voye zci-dessus : *Oxyde hydro-sodique*).

La liqueur provenant de la lixiviation de la soude brute sans chaux, est évaporée dans un four à réverbère, à une température peu élevée. Lorsque le résidu s'épaissit et commence à pouvoir être mis en masses séparées, on le divise à l'aide d'un ringard, et on le remue jusqu'à dessiccation complète. Le produit ainsi obtenu porte le nom de *sel de soude* ou de *soude artificielle*. Il est essentiellement formé de carbonate sodique; mais il y reste toujours du sulfate sodique non décomposé, ou qui a été reproduit par la combustion du sulfure sodique, et même du chlorure sodique qui a échappé à l'action du sulfate hydrique. Les soudes contiennent en outre du sulfure sodique ; mais aujourd'hui on a tellement perfectionné la partie pratique du procédé qui vient d'être décrit, que l'on obtient les *sels de soude* exempts de ce produit.

Les *soudes* dites *naturelles* sont le produit de la combustion des plantes marines. Celles qui sont préparées sur les bords méditerranéens de la France et en Espagne, sont faites avec des plantes de la famille des atriplicées, que l'on cultive souvent exprès pour cet usage ; les soudes de Normandie viennent des cendres de diverses espèces de *fucus*.

Les premières de ces soudes sont essentiellement formées d'environ 0,10 à 0,25 de carbonate sodique, de sulfate, de

(1) C'est à la soude provenant de la combustion du sodium dans l'air, et la réaction de cette soude très divisée, sur les sels ammoniacaux du mucus nasal, qu'est due la forte odeur ammoniacale que l'on éprouve en entrant dans les usines où l'on prépare la soude brute.

chlorure et de sulfure sodiques, de carbonate calcique, d'alumine, des oxydes de fer et de manganèse. On y trouve toujours aussi des sels potassiques; les soudes de Normandie en renferment même une quantité considérable, qui consiste en sulfate et en chlorure potassiques; elles contiennent en outre de l'iodure potassique et sont les matières premières dont on extrait l'iode.

Les soudes d'*Espagne*, telles que celles d'*Alicante*, de *Carthagène* et de *Malaga* sont les plus estimées, elles sont extraites de la *barille* (*salsola.....*); la soude de *Narbonne* ou *Salicor*, vient du *Salicornia annua*. L. La soude d'*Aigues-Mortes* ou *blanquette* est une des moins riches en carbonate sodique; elle vient de plantes non cultivées, telles que la *salicornia europæa*, le *salsala tragus*, l'*atriplex portulacoides*, le *salsala kali*, et le *statice limonium*, L.

CARBONATE HYDRO-SODIQUE. — *Bicarbonate de soude.* — $CO_3Na, CO_3H = 2(CO_3)\,Na\,H$. Ce produit est blanc, pulvérulent, cristallin; sa saveur est légèrement alcaline; il est moins soluble dans l'eau que le carbonate sodique simple. Selon Berthollet, lorsque l'on soumet la dissolution du bicarbonate sodique à l'ébullition, ce sel perd un quart du gaz carbonique qu'il contient et se trouve transformé en sesqui-carbonate (V. ci-dessous). On le prépare très facilement en soumettant des cristaux de carbonate sodique décemhydraté dans des vases remplis de gaz carbonique sous une pression de deux atmosphères environ. Les cristaux de carbonate sodique subissent la transformation en carbonate hydrosodique sans perdre leur forme; mais ils abandonnent de l'eau saturée de carbonate hydrosodique. Pour que cette eau ne baigne pas les cristaux et ne nuise pas à l'action de l'acide, il est bon de les placer sur un diaphragme percé de trous. L'appareil suivant peut être employé pour une préparation faite sur une petite échelle. Pour opérer sur une plus grande échelle, on fait usage de caisses communiquant successivement les unes avec les autres afin de perdre le moins possible de gaz carbonique.

On prépare du carbonate hydrosodique avec le gaz carbonique provenant des eaux minérales de Vichy; on peut encore le

faire très économiquement dans les usines où l'on fait le sel de soude ; car on y fait aussi le chlorure hydrique que l'on perd quelquefois et qui est très propre à agir sur le carbonate calcique pour en extraire le gaz carbonique.

CARBONATE HYDRO-BISODIQUE. — *Sesquicarbonate de soude* ; *urao*, *trona*, min. — $3\,(CO_3)\,Na_2H, 3HO = 3\,CO_2, 2\,Na_2O, 4\,HO$. Ce composé existe dans la nature; selon M. Beudant, il a la composition ci-dessus indiquée; il ressemble beaucoup au natron et a souvent été confondu avec lui. On en trouve dans quelques lacs de la Hongrie, situés auprès de Debretzin; on le trouve en Afrique dans le Fezzan, en Colombie dans les environs de Lagunilla, etc.

Le carbonate hydro-bisodique ne fait point naître de précipité dans les solutions magnésiques; il en fait naître au contraire avec effervescence dans les solutions salines qui donnent des équicarbonates insolubles.

OXALATE SODIQUE. — $C_2\,O_4\,Na, HO$. Ce composé est peu soluble dans l'eau. On le prépare en saturant l'oxalate trihydrique par le carbonate sodique. Le *bioxalate* est sans doute encore un sel hydrosodique; il est moins soluble que le précédent.

SULFITE SODIQUE. — *Sulfite de soude*. — $SO_3Na = SO_2Na\,O$. Ce composé s'obtient comme le sulfite potassique et possède les mêmes propriétés. Il réagit légèrement comme les alcalis; l'eau froide en dissout le quart de son poids; l'eau bouillante en dissout au moins quatre fois plus. Le bisulfite probablement *sulfite hydrosodique* est neutre aux réactifs colorés. Les sulfites sodiques absorbent l'oxygène de l'air et se transforment en sulfate.

HYPOSULFITE SODIQUE. — *Hyposulfite de soude*. — $\overline{SO_3S}Na$. Ce sel cristallise facilement en prismes tétraèdres, il est très soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. On le prépare comme l'hyposulfite potassique ou bien en abandonnant une dissolution de polysulfure sodique, à l'air; filtrant la liqueur et la soumettant à l'évaporation spontanée.

SULFATE SODIQUE. — *Sel de glauber*, *exanthalose*, min. (lorsqu'il est hydraté); *sulfate de soude*, *thenardite*, min. (lorsqu'il est anhydre.) $SO_3\,Na$ et $SO_4\,Na$, 10 HO. Le sulfate sodique anhydre est en petites masses amorphes, blanches, dures; il prend une teinte jaune lorsqu'on le chauffe et rede-

jient blanc par le refroidissement; il n'entre en fusion qu'à la chaleur rouge. Il développe de la chaleur en se dissolvant dans l'eau. A 0° degré elle n'en dissout que 0,05; sa solubilité augmente alors jusqu'à + 33°; passé ce terme, elle va en décroissant (V. le tableau, t. 1, p. 472). Ce sel peut cristalliser anhydre, dans l'eau, à une température de + 33 à + 40°. Si la température est inférieure à + 33°, au lieu d'obtenir des cristaux anhydres, on obtient des cristaux contenant 10 équivalens d'eau. Ce sel qui a peu d'éclat, comme le carbonate sodique, cristallise en gros prismes canelés, plutôt en grosses trémies qui peuvent retenir des impuretés dans leurs interstices. Il s'effleurit facilement à l'air et peut perdre ainsi toute l'eau qu'il renferme : lorsqu'il est hydraté il produit un abaissement de température en se dissolvant dans l'eau. Sa solubilité est indiquée dans le tableau t. 1, p. 472.— A + 32° l'eau en prend 2,70; à + 33° elle en prend 3,22; au-dessus de 33° sa solubilité va en diminuant de manière à n'être plus que de 2,62 à + 50°.

Lorsque l'on introduit une dissolution concentrée et bouillante de sulfate sodique dans un tube effilé, que l'on soude immédiatement à la lampe, la liqueur ne cristallise pas par refroidissement; mais aussitôt que l'on rompt l'extrémité du tube, elle se prend en masse. On a pensé que ce phénomène curieux était dû à la pression de l'air; M. Gay-Lussac a démontré qu'il était plutôt dû à sa présence. Une liqueur saturée, bouillante et recouverte d'essence de térébenthine ne cristallise pas davantage; mais les cristaux se forment quand on agite avec une baguette. Je tiens de Robiquet qu'un vase recouvert d'un morceau de parchemin bien ficelé, qui ne peut s'opposer complétement à la pression de l'air, ne donne pas de cristaux, mais qu'il s'en forme aussitôt que l'on perce le parchemin avec une épingle.

En France, on obtient le sulfate sodique en décomposant le chlorure sodique par le sulfate hydrique, $ClNa + SO_4H = ClH + SO_4Na$, il se dégage du chlorure hydrique, et il reste du sulfate sodique que l'on dessèche dans un four à réverbère (V. t. 1, p. 613). L'opération se fait facilement dans un four dont la sole est terminée par une chaudière en plomb. On commence la réaction dans cette chaudière, et on la termine sur la sole du fourneau.

M. Balard a extrait le sulfate sodique des eaux-mères des salines de la Méditerranée, par un procédé très économique (V. p. 140 de ce vol. et *Comptes-rendus de l'Académie des sciences*, t. XIX, p. 706).

Le sulfate sodique est employé pour faire la soude brute, le verre à vitres et le verre à bouteilles; il sert aussi pour faire le sel de glauber, qui est employé en médecine. Ce sel doit toujours être cristallisé et non effleuri; car, dans ce cas, il serait plus actif puisqu'il contiendrait plus de sulfate réel. Il doit être incolore; sa saveur doit être franche, légèrement salée, puis un peu amère.

Quelquefois on trouble la cristallisation du sel de glauber en agitant sa dissolution avec un *mouveron*. On l'obtient ainsi en petits cristaux, ressemblant au sulfate magnésique, et on l'emploie pour falsifier ce dernier sel; on lui donne alors le nom de sel d'*Epsom de Lorraine*. On reconnaît cette fraude, en pesant une quantité quelconque du mélange, la dissolvant dans l'eau et la décomposant par le sesqui-carbonate ammonique, à l'aide de l'ébullition: il se fait un précipité de carbonate magnésique que l'on peut recueillir, laver, dessécher et chauffer au rouge pour peser la magnésie, qui donne la quantité de sulfate septem-hydraté par le calcul. D'un autre côté, la liqueur est soumise à l'évaporation, et le résidu, chauffé à une température très élevée, n'est plus que du sulfate sodique anhydre, que l'on pèse et qui sert de contre-épreuve de la première détermination.

Le sulfate sodique anhydre naturel a été trouvé dans la saline d'Espertines, à cinq lieues de Madrid, par M. Casaséca, qui lui a donné le nom de *thenardite*. Il est en prismes rectangulaires, clivables en prismes rhomboïdaux de 125 et 55°.

Le sulfate sodique hydraté existe aussi dans la nature; il est généralement effleuri et ne retient que deux équivalens d'eau, selon M. Beudant. Ce savant l'a nommé *exanthalose*.

SULFATE HYDRO-SODIQUE. — *Bi-sulfate de soude.* — SO_4Na, $SO_4H = 2(SO_3)$, NaO, HO. Ce sel qui peut cristalliser facilement est le produit de la dissolution du bi-sulfate sodique dans l'eau.

BI-SULFATE SODIQUE. — $2(SO_3)NaO$. Ce composé est solide et fond lorsqu'on le chauffe; à une température suffisamment élevée, il abandonne de l'acide sulfurique anhydre. On l'obtient en

chauffant un mélange de 7 parties de sulfate mono-hydrique et de 10 parties de sulfate potassique; de l'eau en vapeur abandonne le mélange et le sel reste.

HYPOCHLORITE SODIQUE. — *Chlorure de soude, sel de Labarraque.* — ClO_2Na. Ce composé ne se prépare qu'à l'état de dissolution dans l'eau. Il possède l'odeur propre aux hypochlorites et leur propriété décolorante. Selon M. Labarraque, on obtient ce sel, propre à l'usage médical, en faisant passer un courant de chlore provenant de 2 parties de bi-oxyde manganique et de 6 parties de chlorure hydrique aqueux, dans 40 parties d'eau contenant 15 parties de carbonate sodique en dissolution. On peut l'obtenir encore en décomposant une dissolution bien limpide d'hypochlorite calcique par une dissolution de carbonate sodique. On ajoute de ce dernier sel tant qu'il se fait un précipité blanc, qui est du carbonate calcique. Dans la crainte d'ajouter trop de carbonate sodique, il est convenable de mettre de côté une petite fraction de la dissolution d'hypochlorite sodique, qui serait employée au besoin pour réparer l'accident.

AZOTATE SODIQUE. — *Nitre cubique ou quadrangulaire, nitrate de soude.* — $AzO_6Na = AzO_5, NaO$. Ce sel est limpide et incolore; il cristallise en rhomboèdres de 106°; son poids spécifique = 2,096. Lorsqu'on le chauffe, il fond et se décompose en donnant d'abord de l'oxygène comme l'azotate potassique. Il est plus soluble à 0°, qu'à la température ordinaire. Ce fait donne lieu à penser qu'il se combine avec l'eau à cette température. Selon M. Marx, il présente divers degrés de solubilité indiqués dans le tableau suivant :

—	6°	0,631
	0°	0,800.
+	10°	0,227.
+	16°	0,550.
+	119°	2,185.

Selon M. Legrand, l'azotate sodique retarderait le point d'ébullition de l'eau jusqu'à + 121°, alors elle en retiendrait 2,248 p. Ce résultat n'est pas conforme au précédent; mais il s'en éloigne peu.

L'azotate sodique est employé pour préparer le sulfate et l'azotate hydriques; on ne peut le faire entrer dans la confection de la poudre parce qu'il est hygroscopique; mais on peut

facilement le faire servir à préparer l'azotate potassique : l'on dissout une proportion d'azotate sodique et une proportion de chlorure potassique dans le moins possible d'eau bouillante, on obtient par le refroidissement de l'azotate potassique cristallisé et du chlorure sodique dissous.

L'azotate sodique existe dans la nature, M. Mariano de Rivero l'a trouvé en grande abondance dans l'Amérique du Sud. Dans les districts de Tarapaca et d'Atacama, il forme une couche d'environ 1 mètre d'épaisseur et de quarante à cinquante lieues d'étendue. C'est de ces provinces que l'on tire aujourd'hui tout l'azotate sodique du commerce. On purifie cet azotate par des cristallisations réitérées. Au besoin, on peut en préparer en saturant l'azotate hydrique par le carbonate sodique, et en soumettant le produit à la cristallisation. Les eaux-mères des salpétrières peuvent encore en produire après que l'on a précipité la chaux et la magnésie par le carbonate sodique.

PHOSPHATES SODIQUES. — Il existe un grand nombre de phosphates sodiques qui se rapportent tous aux phosphates monobi et tribasiques (V. t. 1, p. 676). Tous ces phosphates sont loin d'être utiles; mais comme leur étude est très importante pour le développement des théories de la chimie générale, nous allons les passer en revue. Le phosphate tribasique hydro-bisodique, étant l'origine des autres phosphates, nous commencerons par lui, quoiqu'il eût été plus naturel, peut-être, de commencer par les phosphates monobasiques.

Phosphates sodiques tribasiques.

Il existe trois principaux phosphates tribasiques : le phosphate hydro-bisodique, le phosphate trisodique et le phosphate bihydro-sodique; on peut y joindre le phosphate hydro-sodi-potassique. Ces trois phosphates donnent un précipité jaune de phosphate triargentique, par l'azotate argentique. En général, ils donnent naissance à des précipités salins tribasiques.

Phosphate hydro-bisodique, phosphate de soude ordinaire, phosphate neutre de soude, phosphate sodique, Berz. PO_6H, $2NaO$, 24 et 16 HO. Ce sel cristallise en très gros cristaux qui sont on ne peut plus efflorescens; sa dissolution aqueuse possède une réaction alcaline. Chauffé jusque

— 100°, il perd 24 équivalens d'eau, et conserve le vingt-cinquième qui joue le rôle d'une base comme la soude. Lorsque on fait cristalliser ce sel à une température de + 31°, on l'obtient en cristaux qui retiennent toujours l'équivalent d'eau basique, plus 16 équivalens d'eau, combinés d'une autre manière. Si l'on chauffe l'une de ces deux sortes de sel à une température voisine du rouge, on obtient un sel neutre bibasique qui ne renferme plus que les élémens de l'acide et ceux de la soude.

Le phosphate hydro-bisodique cristallisé avec 24 équivalens d'eau est employé en médecine comme un purgatif peu énergique à la dose de 30 à 40 grammes. On le prépare comme le phosphate ammonique avec la précaution de remplacer l'ammoniaque ou le carbonate ammonique par le carbonate sodique.

Phosphate trisodique, phosphate basique de soude. — PO_6Na, 2 NaO, 24 HO = PO_5, 3 NaO, 24 HO. Ce sel cristallise en prismes hexaèdres, sa saveur est fortement alcaline; il retient l'eau qu'il contient à une température très élevée. M. Graham, qui en a fait l'analyse, n'a pu chasser cette eau qu'en le fondant avec du phosphate sodique simple, dans l'intention de le transformer en phosphate bisodique. On l'obtient en ajoutant de l'oxyde hydro-sodique à la dissolution du sel précédent, et en soumettant, à l'évaporation, la liqueur provenant de ce mélange, jusqu'à ce qu'il apparaisse une croûte cristalline à sa surface. En l'abandonnant alors à un refroidissement lent, elle donne des cristaux.

Phosphate bihydro-sodique, phosphate acide de soude. — PO_6Na, 2 HO, 2 HO = PO_5 NaO, 4 HO. Ce sel est dimorphe selon M. Mitscherlich. A + 100°, il perd 2 équivalens d'eau, selon M. Graham et retient les élémens de l'eau basique. On le prépare en ajoutant un excès de phosphate trihydrique au phosphate hydro-sodique et en soumettant la liqueur à l'évaporation et à la cristallisation.

Phosphate hydro-sodi-potassique. — PO_6 Na, KO, HO; 16 HO. On obtient ce sel en saturant le précédent par du carbonate potassique et soumettant la liqueur à la cristallisation. Il est facile de voir qu'il correspond au phosphate hydro-bisodique, cristallisé à + 31°, par la quantité d'eau qu'il renferme.

Phosphates sodiques bibasiques.

Les phosphates de cet ordre sont moins nombreux que les précédens, leur dissolution aqueuse donne un précipité blanc de phosphate biargentique avec l'azotate argentique. Avec d'autres sels, les précipités qu'ils donnent sont toujours *bibasiques*.

Phosphate bisodique, phosphate de soude, Clarke et Graham, *phosphate sodique neutre*, Berz. — $PO_6\,Na_2,\,Na_2O,\,6\,HO,\,4\,HO = PO_5,\,2\,NaO,\,10\,HO$. On obtient ce sel anhydre en chauffant fortement le phosphate hydro-bisodique; tout s'en va excepté l'acide phosphorique et la soude. Si on le fait cristalliser dans l'eau, on l'obtient avec 10 équivalens d'eau. Sa dissolution aqueuse peut se conserver sans devenir phosphate hydro-bisodique, l'addition de l'azotate hydrique et l'ébullition opèrent, au contraire, facilement cette transformation.

Phosphate hydro-sodique, pyrophosphate acide de soude, Graham. — $PO_6\,Na_2,HO = PO_5\,Na\,O,HO$. Ce sel est très soluble dans l'eau et incristallisable. Il réagit comme les *acides* sur les couleurs végétales. Lorsqu'on le chauffe à une température suffisamment élevée, il perd un équivalent d'eau et devient phosphate équi-sodique, $PO_6\,Na_2,\,HO - HO = PO_6\,Na_2$. Il paraît qu'en le chauffant à une température de + 206° à + 245°, il perd une partie de l'eau qu'il renferme et se trouve transformé en phosphate équi-sodique, tandis que la partie non décomposée a subi une modification qui fait qu'elle ne réagit plus comme les acides sur les couleurs végétales.

On peut obtenir ce sel en ajoutant une proportion de phosphate bihydrique à une proportion de phosphate bisodique. Pour cela, on partage en deux parties égales une quantité déterminée de phosphate bisodique : l'une d'elles est simplement dissoute dans l'eau; l'autre est dissoute, transformée en phosphate biplombique par l'azotate plombique, et, ce dernier phosphate, tenu en suspension dans l'eau, est décomposé par le sulfure hydrique; la liqueur est ensuite filtrée et réunie à celle du phosphate bisodique, puis soumise à l'évaporation.

Phosphate équi-sodique.

Ce phosphate présente deux variétés isomériques, l'une, soluble (?); l'autre, insoluble dans l'eau. Le sel soluble donne un précipité blanc par l'azotate argentique.

Phosphate équi-sodique, *métaphosphate de soude*, Graham, *phosphate sodique neutre*, Berz. PO_6Na. — Lorsque l'on chauffe le sel précédent à une température élevée, mais sans le fondre, il perd un équivalent d'eau et se trouve transformé en phosphate équi-sodique, insoluble dans l'eau. Si, au contraire, on le chauffe au point de le fondre, il est transformé en phosphate équi-sodique très soluble dans l'eau. Sa dissolution peut bouillir sans que le sel se transforme en d'autres phosphates, la soude même ne peut le sursaturer; circonstance qui tendrait à démontrer que l'état moléculaire des phosphates à différens degrés de saturation est absolument différent pour chacun d'eux. Les conditions les plus élémentaires de la statique corpusculaire démontrent aussi que cela doit être. Quoique formés par le même acide, ces phosphates sont des sels tout-à-fait différens les uns des autres.

BORATE SODIQUE. — *Borax*, *borate de soude*, *tinckal*, *chrysocolle*. — $2(BO_3)\,Na\,O$, 5 et 10 HO. Le borax peut être anhydre ou hydraté; ce dernier peut contenir 5 ou 10 équivalens d'eau; c'est celui-ci qui porte particulièrement le nom de *borax*. — Le borate sodique existe dans la nature, soit en petits cristaux entourés d'une matière savonneuse (1), soit en dissolution dans l'eau de quelques petits lacs; on le trouve en Perse, dans l'Inde, dans la Chine, au Potosi. Le borax naturel, cristallise en prismes obliques aplatis, et à six pans; son poids spécifique = 1,74; il est incolore ou coloré en roux et n'est limpide que lorsqu'il a été purifié par plusieurs cristallisations. Il devient lumineux lorsqu'on le frotte dans l'obscurité; sa saveur est douceâtre et alcaline, et il réagit comme les alcalis sur les couleurs végétales. Il faut 12 parties d'eau froide et 2 parties d'eau bouillante pour le dissoudre. Abandonné dans un air sec, il s'y effleurit lentement. Lorsqu'on le chauffe, il se

(1) La matière savonneuse du borax natif a à peine été étudiée : cependant elle mériterait de l'être; car quelle peut être l'origine d'une pareille matière dans le règne minéral?

boursoufle et fond; quand il a perdu toute l'eau qu'il renferme, il exige une température plus élevée pour se fondre de nouveau, alors il ressemble parfaitement à du verre fondu et donne une masse amorphe et limpide par le refroidissement. Ce dernier produit est le *borax anhydre*. Cette espèce de borax s'effleurit *en absorbant* l'humidité de l'air. Le borax en fusion jouit de la propriété de dissoudre la plupart des oxydes métalliques. De là son usage pour la soudure et pour reconnaître les oxydes dans les essais au chalumeau, par les couleurs que ces oxydes lui communiquent.

Lorsque l'on concentre une dissolution de borax par la chaleur jusqu'au point de lui faire marquer 30° à l'aréomètre de Baumé, elle abandonne des cristaux par le refroidissement. Tant que la température est supérieure à + 55°, ces cristaux contiennent seulement 5 équivalens d'eau; mais aussitôt que la température devient inférieure à + 55°, les cristaux qui se forment contiennent les élémens de 10 équivalens d'eau.

En France, on fait actuellement le borax de toutes pièces en saturant le carbonate sodique par le borate tri-hydrique. En opérant sur une dissolution bouillante du premier sel, on ajoute le second jusqu'à ce que l'on n'observe plus d'effervescence, on filtre la liqueur, on la concentre et on la soumet à la cristallisation par le refroidissement. Avant la découverte du borate hydrique de la Toscane, ou jusqu'à 1820, on se procurait le borax en purifiant celui de l'Inde ou de la Chine. Le premier exige plus de travail que le dernier qui nous est expédié après avoir subi un commencement de purification.

MM. Robiquet et Marchand, pour purifier le borax de l'Inde, recommandent de le faire macérer dans l'eau et de l'y brasser pendant 5 ou 6 heures, après ce temps d'ajouter à l'eau 1/40 du poids du borax brut, de chaux vive que l'on éteint préalablement avec de l'eau, de brasser le tout et de le laisser reposer pendant une nuit. Après ce temps de le brasser de nouveau, de le froisser pour en détacher le plus possible de matière grasse et de faire égoutter les cristaux sur des tamis. Après cette première opération, le borax est dissous dans 2 fois et demie son poids d'eau bouillante et l'on y ajoute un cinquantième de son poids de chlorure calcique pour achever de décomposer le savon et d'en former un sel calcaire qui se sépare facilement. Les liqueurs sont alors concentrées jusqu'à environ

e l'aréomètre de Baumé et soumises à la cristallisation des vases coniques (*V. J. de pharm.*, t. IV, p. 97.)

était du borax sodique que l'on extrayait anciennement orate tri-hydrique; aujourd'hui au contraire, ce der- produit est employé à faire le borax. Ce sel sert souder les métaux qu'il décape par la fusion et pré- de l'oxydation en les recouvrant d'une espèce de vernis s protége contre l'action de l'air. Il est employé dans la ction des verres fusibles, des fausses pierres précieuses et elques émaux. On s'en sert beaucoup dans les essais au meau.

ICATE SODIQUE. On peut répéter ici ce qui a été dit du si- potassique simple (*V.* p, 234 de ce volume). Seulement servera qu'une partie de carbonate sodique anhydre peut entrer en fusion vitreuse trois parties de sable ou d'acide ique.

silicate sodique a toujours une teinte glauque et est loin de posséder le même éclat que le silicate potas-

CARACTÈRES DES DISSOLUTIONS SODIQUES.

lissolutions sodiques ne donnent de précipités que par un très petit nombre tifs.

osiliciure hydrique dissous y fait naître un nuage qui ne devient quelque- sible que par le repos, et lorsque le précipité peu apparent se sépare du li- mpide qui le surnage.

staïodate basique de potasse y fait naître un précipité incolore.

timoniate hydro-potassique agit de même (V. page 234 de ce vo-

onstate facilement la présence des sels de soude par l'évaporation des li- qui les renferment.

XII ORDRE.

ARGYROÏDES.

Argent. — Mercure. — Or.

La série des argyroïdes comprend l'argent, le mercure et l'or. Ces ti sont peu ou point altérables à l'air; ils se sulfurent avec une grande fa gent se trouve souvent allié au mercure ou à l'or dans la nature; il fo mercure argental et l'électrum qui paraissent être formés par des cr isomorphiques, la forme des composés étant la même que celle des él trois métaux sont unis par leurs composés correspondans à leurs é L'argent forme des sels tout-à-fait neutres aux réactifs, le mercure for beaucoup moins neutres, l'or s'unit, au contraire, difficilement comm mercure et surtout l'or, par leurs composés supérieurs, formés avec les donnent des acides puissans, et qui se combinent parfaitement avec roïdobases.

Quoi qu'il en soit, les trois métaux argyroïdes ne sont point unis p grandes *affinités chimiques*, et il existe entre eux des différences plus grandes que celles qui peuvent être observées entre des corps de cl rentes. Cela tient évidemment à ce qu'ils ne sont pas réunis par une invariable dans toutes les circonstances.

Argyride.

L'argent forme ce groupe à lui seul. Dans les composés anhydres, c isodynamique avec le sodium, comme cela a été démontré depuis long M. Mitscherlich et comme cela s'est trouvé vérifié plus tard par le M. Regnault, sur la chaleur spécifique des corps composés (V. t. 1, I, l'argent ne forme pas de composés supérieurs jouant le rôle chimiqu aux acides, comme le mercure et l'or, et c'est par cela même qu'il s'e de la manière la plus nette, au moins jusqu'à ce jour.

L'argent n'aurait peut-être pas dû être séparé des *natrides*, de mê plomb a été réuni aux calcoïdes. Quoi qu'il en soit, il forme le passage d aux *chryoïdes*.

ARGENT.

Diane. Lune.

Ag = 1350 = 2 molécules physiques.

L'argent est un des métaux les plus anciennement

Il a toujours été fort estimé, et cela tient, sans aucun doute, à sa grande blancheur, à son bel éclat, à la facilité de le travailler, et à son peu d'altérabilité par les agens atmosphériques. Il existe dans la nature, libre ou combiné. Sous ce dernier état, il peut être uni au mercure ou à l'or, ou au soufre, au sélénium, au tellure, ou au chlore, ou à l'iode; il forme des composés fort remarquables avec le soufre et l'antimoine ou l'arsenic. Le principal minerai d'argent est la galène argentifère (plomb sulfuré argentifère), qui n'en renferme, au plus, que 0,005.

L'argent natif est quelquefois cristallisé en cube, en octaèdre ou en cubo-octaèdre. On peut obtenir ce métal sous forme d'octaèdre régulier en le faisant cristalliser par fusion (*V.* t. 1, p. 369). Le métal pur est d'un blanc éclatant, son poids spécifique, lorsqu'il est recuit lentement, est de 10, 1053; ce poids peut s'élever jusqu'à 10, 5513 par l'action du laminoir; l'argent grenaillé et coulé dans l'eau froide, à un poids spécifique de 9, 6323. Ce métal est très ductile, très laminable et très malléable. La ténacité de l'argent varie considérablement selon qu'il est en fils écrouis ou recuits, et selon la température. Un fil d'argent recuit de $0,^{mm}39825$ de diamètre, à + 16°, exige les charges suivantes pour se rompre, selon mes expériences :

A	0°	de 3500 à 3565	grammes.
A +	100°	de 2789 à 2901	—
A +	200°	de 2300 à 2329	—

L'argent recuit dans le gaz hydrogène est excessivement mou et peu tenace. Sa chaleur spécifique, déterminée par la méthode du refroidissement = 0, 0557, selon Dulong et Petit, d'où l'on déduit 675 pour le poids de la molécule réelle d'argent, poids qui est la moitié de l'équivalent de ce métal. Il fond à 30° du pyromètre de Wegdwood ou plus exactement à 1023° du pyromètre à air. On peut en opérer facilement la fusion dans un fourneau à réverbère de laboratoire; aussi est-il important, quand on se sert de creusets de ce métal, de ne jamais mettre de dôme sur les fourneaux pour éviter de les fondre. Il est volatil à une température très élevée; cela est cause qu'il faut beaucoup de soins pour ne point éprouver de perte dans l'affinage de ce métal, par voie sèche.

L'argent n'est altéré ni par l'air sec, ni par l'air humide;

il ne décompose l'eau à aucune température; mais lorsqu'on le chauffe au rouge blanc, il absorbe de l'oxygène qu'il perd en se refroidissant. En portant de l'argent fondu dans une cuve hydro-pneumatique, sous une cloche remplie d'eau, M. Gay-Lussac a trouvé que ce métal absorbait 22 fois son volume de ce gaz. Les émanations sulfureuses de l'atmosphère noircissent rapidement l'argent. Le soufre s'y combine facilement à une température élevée. Le chlore sec attaque l'argent à la température ordinaire. Le sulfate hydrique ne l'attaque qu'autant qu'il est concentré et bouillant: de l'acide sulfureux se dégage, et il se forme du sulfate argentique. Le chlorure hydrique, même bouillant, agit à peine sur ce métal; l'azotate hydrique l'attaque vivement, même avant d'entrer en ébullition, et donne du gaz bi-oxyde d'azote et de l'azotate argentique.

ALLIAGES D'ARGENT.

L'argent s'allie facilement avec plusieurs métaux: avec le mercure, il forme l'amalgame employé pour dorer, et l'arbre de Diane dont il sera question dans l'article suivant.

Avec le cuivre, l'argent forme l'alliage de la monnaie d'argent, de la monnaie de billon et des ouvrages d'orfévrerie.

Alliage monétaire.

Argent	0,900
Cuivre	0,100

On accorde 0,006 de tolérance dont la moitié peut être en dessus ou en dessous des 0,900 d'argent.

Alliage des médailles et de la vaisselle d'argent.

Argent	0,950
Cuivre	0,050

Il y a une tolérance de 0,006 dont la moitié en plus ou en moins pour les médailles, et une tolérance de 0,005 en moins seulement pour la vaisselle.

On fait aussi usage de l'alliage suivant pour divers ouvrages :

Argent	0,795 à 0,800
Cuivre	0,205 à 0,200

Alliage des monnaies de billon.

Argent	0,200
Cuivre	0,800

une tolérance de 0,006 dont la moitié en plus ou en

Soudure pour l'argent à 0,950.

Argent	20
Cuivre	7
Zinc	3

gent est allié au platine pour souder les pivots des rtificielles, et on l'introduit quelquefois en petite quan- ıs le faux acier de Damas.

gent forme deux oxydes, un équi-oxyde bien connu et oxyde dont la composition est incertaine.

E ÉQUI-ARGENTIQUE. Oxyde et protoxyde d'argent. = = 1450. Cet oxyde est pulvérulent et d'une couleur ive; il s'altère à la lumière et devient noir en perdant ygène. On ignore si ce produit noir est un sous-oxyde l'argent réduit. Toutefois, il existe une variété de cet qui est noire. Le poids spécifique de l'équi-oxyde = 7,143 érapath. Lorsqu'on le chauffe, il perd facilement l'oxy- 'il contient, et l'argent se trouve réduit à l'état métal- l est légèrement soluble dans l'eau. Lorsqu'on le met en t avec l'ammoniaque liquide, il se trouve transformé en *fulminant*. Il se dissout dans le cyanure potassique, et un produit employé dans l'argenture galvanique. On l'oxyde équi-argentique en décomposant l'azotate que, par une dissolution d'oxyde hydro-potassique, lant le précipité, le lavant et le desséchant à l'abri de la , dans le vide de la machine pneumatique. On obtient cet oxyde très pur en faisant bouillir du chlorure d'ar- ın fondu dans une dissolution aqueuse d'oxyde hydro- que.

XYDE D'ARGENT.—($Ag_3 O_2$? Fischer.) ($Ag O_2$ Wallqvist). observé qu'en décomposant un sel d'argent par un cou- vanique, il se déposait à l'extrémité du rhéophore positif, uilles cristallines, d'un grand éclat, qui sont un sur- d'argent. Cet oxyde donne du chlore et du chlorure ar-

gentique par le chlorure hydrique aqueux. Les sels hydriques ordinaires le dissolvent en donnant de l'oxygène et un sel équi-argentique. La chaleur le fait d'abord décrépiter et le décompose ensuite complétement. Selon M. Fischer, il retient toujours une partie de l'acide du sel argentique employé pour le faire.

SULFURE ARGENTIQUE. *Sulfure d'argent; argent vitreux, argent sulfuré et argyrose*, min. — S Ag = 1550. Ce composé existe dans la nature où il forme un important minerai d'argent. Il existe presque toujours, mais en petite quantité, dans les plombs sulfurés. Il est solide, assez ductile pour recevoir l'empreinte d'un *coin monétaire*, et peut être coupé avec un couteau; sa couleur est le gris de plomb; son poids spécifique = environ 7; il cristallise dans le système cubique, est fusible et réductible en argent par un simple grillage.

On peut préparer artificiellement le sulfure d'argent en fondant ensemble le soufre et l'argent. Lorsque l'on fait passer un courant de gaz sulfure hydrique, dans une dissolution d'argent, on obtient un précipité noir de sulfure de ce métal.

Il existe aussi dans la nature, mais en très petite quantité, un *séléniure* et un *tellurure d'argent* qui correspondent à l'équi-sulfure, et ont, par conséquent, pour formule Se Ag et Te Ag.

CHLORURE ARGENTIQUE. *Lune cornée, argent corné, muriate et chlorure d'argent; kérargyre*, min. — Ag Cl. Le chlorure argentique existe dans la nature; il a un aspect corné, est demi ductile, et peut être facilement entamé avec le couteau. Il est fusible et non attaquable par l'air, même à une température élevée; il cristallise dans le système cubique et à un poids spécifique variant de 4,75 à 5,55. Ce composé est presque insoluble dans l'eau, et peut être facilement obtenu en précipitant une dissolution d'argent par un chlorure soluble. Le précipité est d'abord blanc, mais il devient d'un noir violet à la lumière en perdant du chlore. Récemment préparé, il est insoluble dans l'azotate hydrique même bouillant, mais il est soluble dans l'ammoniaque liquide. Cette dissolution, abandonnée à elle-même, perd de l'ammoniaque, et laisse déposer du chlorure argentique ammoniacal en beaux cristaux octaédriques qui perdent l'ammoniaque qu'ils contiennent lorsqu'on les conserve. A froid, le chlorure argentique n'est pas décom-

posé par une dissolution d'oxyde hydro-potassique, mais il l'est facilement par l'ébullition : il se forme du chlorure potassique et de l'oxyde noir d'argent. Le chlorure argentique est un peu soluble dans le chlorure hydrique en dissolution concentrée et dans le sel marin dissous dans l'eau : c'est sur cette dernière propriété qu'est fondé un des principaux procédés pour extraire l'argent de ses minerais. Lorsqu'il a été fondu, il ressemble beaucoup au chlorure naturel.

Le chlorure argentique natif est très rare en Europe; mais il est assez abondant au Mexique et au Pérou.

BROMURE ARGENTIQUE. *Bromure d'argent; bromargyre*, min. — Br Ag. Le bromure argentique a été rencontré récemment dans la nature. On le forme très facilement en versant une dissolution de bromure potassique dans la dissolution de l'azotate argentique. Le précipité ainsi obtenu est blanc jaunâtre, insoluble dans l'azotate hydrique bouillant, et soluble dans l'ammoniaque liquide, mais moins que le chlorure.

IODURE ARGENTIQUE. *Iodure d'argent; iodargyre.* — IAg. Ce composé a été découvert, par Vauquelin, dans quelques minerais d'argent du mexique. On le prépare artificiellement avec beaucoup de facilité, comme le chlorure et le bromure, en substituant l'iodure potassique, au chlorure ou au bromure, il est d'un blanc plus jaunâtre que le bromure; comme les deux corps précédens, il ne se dissout pas dans l'azotate hydrique bouillant, mais il offre cette différence qu'il est insoluble ou très peu soluble dans l'ammoniaque.

CYANURE ARGENTIQUE. Cy Ag. Ce cyanure que l'on prépare comme les précédens, en ayant soin d'employer un cyanure *simple soluble* et non un autre chloroïdure, leur ressemble aussi beaucoup; il est blanc, cailleboté et *soluble dans l'azotate hydrique bouillant.* Le cyanure argentique sec est décomposé à chaud par le chlorure sodique : il en résulte du cyanure sodique soluble et du chlorure argentique, insoluble. Le cyanure argentique s'unit facilement avec les cyanures natroïdiques et calcoïdiques et donne des produits solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool et ne précipitant point par les chlorures.

CYANURE ARGENTICO-POTASSIQUE. — Cy Ag, Cy K. Ce produit, qui est employé depuis quelques années pour argenter

sous l'influence de l'électricité galvanique, peut être préparé en mettant en présence deux équivalens de cyanure potassique et un équivalent d'un composé argentique quelconque, excepté le sulfure : il se forme un sel potassique contenant un équivalent de potassium et un équivalent double de cyanure argentico-potassique. Ce produit peut être obtenu aussi économiquement en traitant le cyanure argentique par le cyanure potassique.

Le cyanure argentico-potassique anhydre cristallise facilement en lames hexagonales. Il peut cristalliser avec un équivalent d'eau et possède alors la forme de prismes rhomboïdaux. Ces deux composés sont très altérables à la lumière et se dissolvent dans 8 fois leur poids d'eau à la température ordinaire (Glassford et Napied.)

AMIDURE ARGENTIQUE. *Argent fulminant* (1). — Ad Ag? On connaît depuis long-temps une poudre noire très fulminante que l'on obtient par la réaction de l'oxyde argentique et de l'ammoniaque. Cette poudre, que l'on ne peut préparer qu'en très petite quantité à cause des dangers qu'elle offre, détone par le plus léger choc ; quelquefois même par le frottement d'une barbe de plume, lorsqu'elle est sèche. On peut encore obtenir cette poudre en ajoutant de l'ammoniaque à une dissolution d'azotate argentique ; puis une dissolution d'oxyde hydro-potassique, il se fait un précipité qui est la poudre même, et que l'on doit recueillir avec les plus grandes précautions.

On ne connaît pas la composition de cette poudre, mais les circonstances dans lesquelles elle se produit donnent lieu de penser qu'elle est formée d'amidogène et d'argent, comme cela doit résulter de l'action de l'oxyde argentique sur l'ammoniaque : $AgO + Ad H = Ag\ Ad + HO$.

CARBONATE ARGENTIQUE. — *Carbonate d'argent*. $CO_3\ Ag = CO_2, Ag\ O$. On obtient ce produit en décomposant l'azotate argentique en dissolution aqueuse, par le carbonate potassique ou sodique également dissous. C'est une poudre blanche, qui n'a pas d'usage.

OXALATE ARGENTIQUE. $C_2O_4\ Ag = CO_3, Ag\ O$. Ce sel ressemble au précédent, et s'obtient par un procédé ana-

(1) Il ne faut pas confondre ce produit avec le fulminate argentique.

logue en remplaçant le carbonate par un oxalate de même base.

SULFATE ARGENTIQUE. — *Sulfate d'argent.* $SO_4Ag = SO_3, AgO$. Ce sel est isomorphe avec le sulfate de soude anhydre. On l'obtient en traitant l'argent par le sulfate hydrique, concentré et bouillant. Il exige 88 parties d'eau bouillante pour se dissoudre. Vogel a trouvé que l'acide sulfurique anhydre dissout l'argent à froid sans dégagement de gaz sulfureux. Le produit fourni pourrait être un sulfite : $SO_3 + Ag = SO_2, AgO$; mais il est probablement un hyposulfate, parce que l'acide sulfureux naissant reste en combinaison au lieu de se dégager : $2\,SO_3 + Ag = S_2O_5, AgO$.

Le sulfate argentique est soluble dans l'ammoniaque, surtout lorsqu'il a été obtenu par précipitation. Si l'opération est faite à chaud, on obtient, par refroidissement, un sulfate ammoniacal que l'on peut représenter par $SO_4Ag, 2\,(AzH_3)$. On voit ici que le sulfate se comporte comme un chloroïdure.

Le *séléniate argentique* est isomorphe avec le sulfate, et peut, comme lui, s'unir à deux équivalens d'ammoniaque.

Le *sulfite argentique* est peu soluble dans l'eau, et peut être obtenu en petits cristaux. Il forme des sels doubles avec les sulfites natroïdiques.

L'*hyposulfate argentique* cristallise facilement avec deux équivalens d'eau; il est soluble dans 2 parties d'eau, et forme un sel double avec l'ammoniaque. On l'obtient en dissolvant le carbonate argentique dans l'hyposulfate hydrique.

Il existe un *hyposulfite argentique* qui est peu stable. Ce sel a une grande tendance à former des sels doubles avec les autres hyposulfites. Cette tendance est telle que les hyposulfites natroïdiques dissolvent le chlorure argentique pour donner naissance à des composés de cet ordre. L'iodure argentique est beaucoup moins soluble que le chlorure dans ces hyposulfites; mais on ne les emploie pas moins pour préparer les images daguerriennes.

CHLORATE ARGENTIQUE. ClO_6Ag. Ce sel est soluble dans 2 parties d'eau bouillante qui le laissent déposer en petits cristaux opaques. Le chlore, le chlorure hydrique, l'azotate hydrique et les composés organiques le décomposent. Il détone lorsqu'on le met en contact avec du phosphore,

(V. ce sel, p. 219 de ce volume, et les caractères des sels potassiques, p. 237 du même volume).

On prépare l'azotate argentique en dissolvant l'argent dans l'azotate hydrique: du bi-oxyde d'azote se dégage et l'azotate se forme. On l'évapore jusqu'à siccité, on le chauffe jusqu'au point de le fondre et on le dissout ensuite dans l'eau.

FULMINATE ARGENTIQUE. — *Argent fulminant* (1), *poudre fulminante de Brugnatelli.* $Cy_2 O_4 Ag_2 = 2 (Cy O_2 Ag) = 2 (Cy O, Ag O)$. Cette poudre est blanche; elle détone d'une manière très violente par le choc, quelquefois même par le plus léger frottement ou le moindre ébranlement: aussi est-elle très dangereuse à manier. Elle est altérable à la lumière, rougit d'abord, noircit et se trouve décomposée. Elle détone lorqu'on la chauffe. L'eau bouillante en dissout le trente-sixième de son poids et l'abandonne en poudre cristalline par le refroidissement. Lorsqu'on la projette dans un flacon rempli de chlore, elle détone immédiatement; le contact du sulfate hydrique la fait aussi détoner. Elle ne rougit pas la teinture du tournesol.

Pour préparer le fulminate argentique, on dissout 1 partie d'argent dans 20 parties d'azotate hydrique d'une densité de 1,37 environ. Quand la dissolution est refroidie, on y ajoute 27 parties d'alcool à 0,85 et l'on chauffe le mélange au bain de sable; aussitôt que la réaction devient tumultueuse, on l'arrête, et on l'apaise avec de l'alcool froid ajouté par petites portions. Il faut avoir soin d'opérer dans un vase assez grand pour que le liquide ne s'élève pas au-dessus de ses bords. Après le refroidissement, on recueille l'azotate argentique, qui s'était déposé au fond du vase. Il est prudent de n'en préparer que de très petites quantités à-la-fois, et de le conserver sous l'eau. Il sera convenable de le mettre dans un endroit obscur.

Il existe plusieurs fulminates à deux bases, contenant de l'argent et un métal, soit de la série des natroïdes, soit de la série des calcoïdes. Faut-il considérer ces composés comme des sels copulés ou bien contiennent-ils le double cyanogène, comme M. Dumas le pense? Cette question ne peut pas encore être

(1) Il ne faut point confondre ce produit avec la poudre noire dont il a été question précédemment, p. 296.

jugée aujourd'hui ; mais elle est digne d'un bien vif intérêt au point de vue de la constitution des corps.

PHOSPHATES ARGENTIQUES. — Il existe trois phosphates argentiques : le *phosphate équibasique* ou le *métaphosphate* : $PO_6 Ag$, est blanc et insoluble dans l'eau ; le *phosphate bibasique* ou le *pyrophosphate*, $PO_6 Ag, AgO$, qui ressemble au précédent, et le *phosphate tribasique* ou *phosphate ordinaire*, $PO_6 Ag, 2 AgO$, qui est jaune. Ces trois phosphates peuvent être obtenus en décomposant une dissolution d'azotate argentique par les phosphates sodiques correspondans (V. t. I, p. 676, et t. II, p. 284).

ARSÉNIATES ARGENTIQUES.—Il y a sans doute trois arséniates argentiques, comme il y a trois phosphates du même ordre; mais ils sont mal connus. Lorsqu'on ajoute un arséniate tribasique, hydro-bisodique, a la solution aqueuse de l'azotate argentique, on obtient un précipité brun-rouge, sale, d'arséniate tribasique $As_5 O_6 Ag, 2 AgO$. Si l'on emploie l'arséniate trihydrique, au lieu d'arséniate hydro-bisodique, on obtient un précipité d'un rouge plus vif et plus foncé qui est, sans aucun doute, tribasique ; mais qui n'est probablement pas triargentique ; les élémens de l'eau y jouent le rôle d'une base. Ce dernier arséniate est soluble dans un excès d'arséniate trihydrique.

SILICATE ARGENTIQUE. — Les composés argentiques, introduits dans le verre, lui communiquent une teinte jaune : il est probable alors que l'argent est passé à l'état de silicate ; cependant le chlorure argentique, qui pourrait bien n'être pas décomposé dans cette circonstance, jouit de la même propriété.

CHROMATE ARGENTIQUE. $Cr O_4 Ag = Cr O_3, Ag O$. Ce sel, facile à obtenir par double décomposition, est une poudre d'un rouge foncé très vif, malheureusement il noircit à la lumière. Il est soluble dans l'ammoniaque, et donne par l'évaporation des cristaux qui, pour chaque équivalent de chrômate, retiennent deux équivalens d'ammoniaque, comme le sulfate et le séléniate. Il paraît même que ces trois sels ammoniacaux sont isomorphes, selon M. Mitscherlich.

HYPER-MANGANATE ARGENTIQUE. $Mn O_8 Ag = Mn O_7, Ag O$. Ce sel peut être obtenu en cristaux d'un volume assez considérable ; M. Mitscherlich, qui l'a fait connaître, recommande de l'obtenir par double décomposition entre deux dissolutions

chaudes : l'une, d'hyper-manganate potassique; l'autre, d'antate argentique. Les cristaux se forment par refroidissement. Ce sel est employé pour préparer les hyper-manganates solubles de diverses bases en le broyant avec le chlorure de ces mêmes bases, et traitant le produit par l'eau qui ne dissout que le nouvel hyper-manganate, et laisse, sans le dissoudre, le chlorure argentique qui s'est formé.

Extraction de l'argent.

Les différens procédés suivis pour extraire l'argent de ses minerais, ont pour but de l'amener à l'état d'*alliage avec le plomb* ou à l'état d'*amalgame*.

Lorsque l'argent est natif, c'est-à-dire libre de toute combinaison, et simplement mêlé avec de la *gangue*, on le sépare par l'*imbibition;* mais lorsqu'il est uni à d'autres métaux, comme ce sont toujours eux qui prédominent, on suit les procédés propres à l'extraction de ces métaux pour obtenir l'argent à l'état d'alliage. C'est ainsi que l'on opère sur les minerais cuprifères et plombifères. L'argent est séparé du cuivre par la *liquation*; enfin, il est séparé du plomb, par la *coupellation*.

L'imbibition et la liquation donnent l'argent à l'état d'alliage avec le plomb; c'est donc définitivement par la coupellation que l'on sépare ce métal. Quant à l'amalgamation, c'est un procédé très compliqué qui réduit l'argent en même temps qu'il le sépare des autres métaux en l'unissant au mercure.

Imbibition.

Ce procédé est suivi à Kongsberg pour séparer l'*argent libre* des matières avec lesquelles il se trouve mélangé. Pour cela, ces matières sont divisées et lavées. Le résidu du lavage, une fois desséché, est chauffé et brassé avec du plomb en fusion. L'argent s'allie facilement à ce métal, et se trouve ainsi séparé des matières qui l'accompagnaient. On a donc, par ce procédé, du plomb argentifère que l'on soumet ensuite à la coupellation pour en séparer l'argent.

Liquation.

Lorsque le cuivre argentifère est amené à l'état de cuivre

noir, on le fond avec deux à trois fois son poids de plomb, et on le moule sous forme de masses discoïdes: l'argent s'allie parfaitement avec le plomb, tandis que le cuivre ne forme qu'un alliage imparfait ou une espèce de mélange mécanique. En chauffant ce double alliage dans des fours à réverbère dont la température est assez peu élevée pour fondre le cuivre, et suffisante cependant pour fondre l'alliage de plomb et d'argent, cet alliage se sépare du cuivre et s'écoule sous forme d'une rosée qui suinte de toutes parts. L'argent se trouve ainsi séparé du cuivre et uni au plomb; on le sépare, de ce dernier métal, par la coupellation.

Coupellation.

Les galènes argentifères sont traitées exactement comme s'il ne s'agissait que d'en extraire le plomb. L'argent subit les mêmes modifications et se trouve définitivement allié à ce métal. Le plomb argentifère, obtenu par ce procédé ou par l'imbibition, ou par la liquation, porte le nom de *plomb d'œuvre*. On en sépare l'argent par le procédé suivant.

Le plomb étant beaucoup plus oxydable que l'argent, on sépare ces deux métaux en les tenant en fusion et en les soumettant à un vif courant d'air: le plomb s'oxyde et l'argent demeure à l'état métallique.

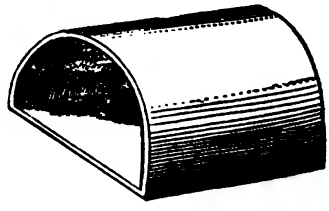
On fait cette opération dans des coupelles faites avec des cendres lavées ou de l'argile poreuse, fortement tassées, et auxquelles on donne la forme d'un bassin épais et peu concave, afin qu'il présente une grande surface relativement à sa profondeur.

Lorsque l'argent est en pleine fusion et à une température suffisamment élevée, on dirige dessus le vent de forts soufflets, afin de hâter l'oxydation du plomb. Le vent est dirigé de telle manière qu'il pousse l'oxyde de plomb sur un des bords de la coupelle. On a fendu d'avance ce bord avec une scie, afin que l'oxyde puisse s'écouler; car la coupelle ne peut l'absorber entièrement. Un ouvrier est, au reste, occupé continuellement à aider cette action mécanique des soufflets en ramassant l'oxyde pour éclaircir le bain et faciliter l'oxydation; car, une couche de cet oxyde s'opposerait à ce que l'opération pût continuer.

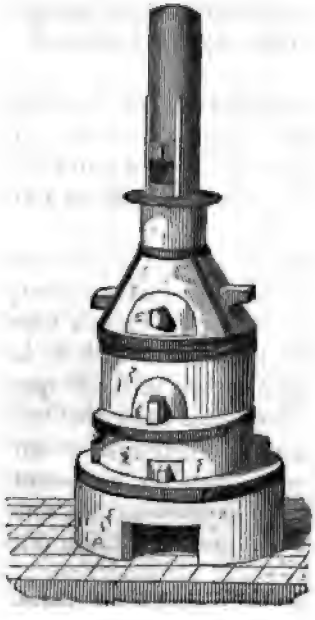
Lorsque l'argent a perdu ainsi la majeure partie du plomb

qu'il renferme, on arrête l'opération, et il est soumis à une
velle coupellation dans une coupelle neuve, afin d'en séparer
plus grande quantité de métaux étrangers. Il peut être en
livré au commerce.

La coupellation est pratiquée en petit par les essayeurs
de déterminer le titre de l'argent. Ce métal est allié au plo
dans la coupelle même où la coupellation doit s'opérer. Ce
opération est faite dans une moufle. La moufle est une esp
de four en terre cuite, que l'on chauffe en dehors. Cette mo
est fendue en trois endroits, afin de déterminer un cour
d'air dans son intérieur.



Elle est placée dans un fourneau d'une forme parti
lière que l'on chauffe avec du coke. L'argent et le plomb
introduits dans une coupelle
calciné, placée dans la mou
le plomb s'oxyde rapidem
l'oxyde produit s'imbibe
la coupelle ou s'évapore et
gent demeure libre. A la fi
l'opération, on voit des esp
de nuages qui parcourent le
métallique dans tous les s
mais tout-à-coup ces nuages
paraissent et le bain devient
brillant; ce phénomène pos
nom d'*éclair*. Le bouton mé
que est ensuite brossé et pes
perte de poids donne la qua
de métaux étrangers.



Pour faire cette opératio
faut employer du plomb pa
ou privé d'argent, et la qua
employée doit varier selon le

ier métal. Cependant, elle ne lui est pas proportion-
D'Arcet a fait connaître les proportions suivantes,
é indiquées par l'expérience.

les quantités de plomb nécessaires pour faire les essais d'argent.

Titre de l'argent.	Quantités de cuivre contenues dans 1.000 parties d'alliage.	Doses de plomb nécessaires pour l'affinage complet de l'argent.	Rapport qui existe dans le bain entre le plomb et le cuivre.
1000	0	3 1/2	0
950	50	9	60 à 1
900	100	3	70 à 1
800	200	10	50 à 1
700	300	12	40 à 1
600	400	14	35 à 1
500	500	de 16 à 17	32 à 1
400	600	de 16 à 17	26,666 à 1
300	700	de 16 à 17	22,857 à 1
200	800	de 16 à 17	20,000 à 1
100	900	de 16 à 17	17,777 à 1
1	999	de 16 à 17	16,016 à 1
0	1000	de 16 à 17	16,000 à 1

es titres intermédiaires, on emploie des quantités de
ii sont données par une espèce d'interpolation (1).

Amalgamation.

cédé d'amalgamation est suivi en Allemagne et dans
ue du sud; il consiste définitivement à séparer l'argent
nt au mercure; mais les moyens de réduction sont
rens dans ces deux pays.

lé allemand.—Par ce procédé, l'argent est amené suc-
ent à l'état de sulfate, à celui de chlorure, puis dis-
s l'eau par le chlorure sodique, réduit ensuite à l'état
ue par le fer, et enfin séparé en l'amalgamant avec le
. Voici comment on le pratique :

inerais argentifères sont mélangés dans des proportions
ils contiennent environ 0,0020 à 0,0025 au plus d'argent,
n 0,30 de pyrites, le reste se compose de calcaire, de
, d'acide silicique et de quelques autres produits
et moins importans. Le minerai est ensuite mêlé
o de son poids de sel ordinaire et soumis à un grillage.

---

ez Chaudet, *l'Art de l'essayeur*, Paris, 1835, in-8.

L'argent, quel que soit son état de combinaison, passe à l'é
de sulfate, soit parce qu'il était préalablement à l'état de v
fure, soit parce qu'il y a été amené par le soufre des pyri
et tel est le résultat du grillage sur ce produit une fois for
Le sulfate argentique, très stable, résiste assez bien à la te
pérature de l'opération; une partie pourtant passe à l'état
chlorure. Le produit du grillage est réduit en poudre fine
introduit dans des tambours qui peuvent éprouver un mou
ment de rotation sur leur axe; on y ajoute de 0,40 à 0,
d'eau et 0,06 à 0,07 de féraille. Le tout est mis en mouvem
pour en opérer le mélange; on y ajoute enfin 0,05 de m
cure, et l'on continue l'opération pendant environ 16 heu
Alors l'argent a été dégagé de tout état de combinaison et
trouve amalgamé au mercure.

L'amalgame est recueilli, lavé et soumis à la presse dans
sacs de coutil : il reste dans les sacs un amalgame solide, co
tenant environ 0,07 d'argent.

Cet amalgame est ensuite distillé avec soin pour recueill
le mercure; l'argent reste sous forme d'une masse solide
poreuse.

Dans cette opération, il est probable que, sous l'influenc
de l'eau, l'argent passe entièrement à l'état de chlorure, qu'
se dissout alors dans le chlorure sodique, et que c'est dans ce
état qu'il peut être précipité complétement par le fer.

Le peu de solubilité du chlorure argentique, dans le chlo
rure sodique, est sans doute la cause qui fait que l'on ne peu
opérer que sur des mélanges qui renferment au plus 0,00
d'argent; car, au-delà, on n'obtient pas tout ce qu'ils contien
nent, et l'on éprouve une perte réelle; au-dessous de 0,0010 l
procédé est trop coûteux, et ne peut plus être pratiqué av
avantage.

Selon M. Berzélius, la distillation de l'amalgame est fai
avec tant de soin que l'on ne perd pas 0,005 de mercure par
an. Il est important d'obtenir ce résultat; car le prix du mer
cure est si élevé que les frais d'extraction absorberaient facile
ment les bénéfices.

Procédé américain.—Ce procédé est si compliqué que l'on
peine à comprendre comment il a pu être inventé et mis en
pratique. Les uns l'attribuent à Bartolome de Medina, qui l'au
rait introduit au Mexique, en 1557; d'autres pensent qu'

à Pedro Fernandez de Valesco qui, toutefois, ne l'au-troduit au Mexique qu'en 1567, et au Pérou quatre ans Ce procédé a été étudié avec soin par M. Boussingault a donné une description à M. le baron Thenard qui l'a dans son *Traité de chimie* (sixième éd., t. II, p. 617).

minerai est broyé en poudre très fine et amené à l'état pâte épaisse par une trituration et une quantité d'eau ntes. La bouillie, ainsi obtenue, est mêlée avec 0,02 à 0,03 marin et abandonnée au repos pendant quelques jours; on y ajoute le *magistral* et une partie du mercure. Le ma-l est le résultat du grillage de la chalkopyrite, et se trouve par conséquent, un mélange de sulfate cuprique et de sulfate sous-ferrique. On en met environ 0,01 du poids inerai; quant au mercure, la quantité varie avec celle de nt contenu dans le minerai, et il en faut d'abord envi-à 8 fois autant que de ce dernier métal.

mélange est fait dans une cour spacieuse et soumis au nement de chevaux qui le rend intime.

l'on a mis trop de magistral, le mélange noircit, et il faut er de la chaux pour détruire son effet; si l'on n'en a point ssez, le mercure reste brillant et coulant; il faut alors en ter davantage.

uand on juge l'opération terminée, on soumet le mélange lavage à grande eau, qui entraîne toute la gangue et laisse lgame. On extrait l'argent de cet amalgame par le pro-indiqué précédemment. Ce procédé est beaucoup plus endieux que le procédé allemand, parce qu'il entraîne une considérable de mercure. Selon M. Brard, cette perte est sentée par un poids de mercure, une fois et demie aussi d que celui de l'argent obtenu.

oici, selon M. Boussingault, ce qui aurait lieu dans le dé américain. Le sulfate cuprique passerait à l'état de rure équi-cuprique sous l'influence du chlorure sodique. hlorure cuprique passerait à l'état de chlorure bi-cuprique action du mercure qui lui enlèverait la moitié du cuivre renferme. Le chlorure bicuprique se dissout dans le chlo-sodique non décomposé, et transforme le sulfure argenti-n chlorure qui se dissout aussi dans le chlorure sodique, trouve réduit par le mercure auquel il s'amalgame *loc. cit.*).

M. Bowring, qui a séjourné au Mexique et y a étudié le procédé d'amalgamation d'une manière toute spéciale, a donné une nouvelle théorie des phénomènes qu'il présente. Cette théorie peut-être résumée ainsi :

1° Le chlorure sodique et le sulfate cuprique donnent du chlorure cuprique et du sulfate sodique ;

2° Le chlorure cuprique perd la moitié du chlore qu'il renferme sous l'influence du mercure qui le lui enlève; et devient, par conséquent, chlorure bi-cuprique ;

3° Le chlorure bi-cuprique absorbe l'oxygène de l'air et devient oxychlorure ;

4° L'oxychlorure cuprique transforme immédiatement le sulfure argentique, libre ou combiné, en sulfate cuprique et en argent métallique ;

5° L'argent métallique s'amalgame avec le mercure ;

6° Le sulfate cuprique, en présence du chlorure sodique, peut subir de nouveau la suite des modifications qui viennent d'être indiquées, et servir ainsi d'intermédiaire qui emprunte à l'air l'oxygène, nécessaire pour arracher le soufre à l'argent.

Cette dernière partie de l'opération est expliquée d'une autre manière par M. Bowring qui pense qu'il se forme de l'acide sulfurique, que cet acide décompose le chlorure sodique, qui donne du chlorure hydrique, qui peut dissoudre le chlorure bi-cuprique et le rendre apte à absorber de nouveau l'oxygène de l'air pour recommencer la suite des opérations. La formation de l'acide sulfurique, dans cette circonstance, ne me paraît point possible, et il suit de là que la mise en liberté du chlorure hydrique n'est point probable (*Ann. de Chimie et de Physique*, 3e série, t. XIII, p. 250).

Je crois devoir faire observer que les principaux faits sur lesquels repose cette théorie avaient été publiés antérieurement par M. Berthier.

M. Becquerel, père, a réduit des minerais d'argent au moyen de l'électricité développée par une forte pile.

En faisant passer l'argent des minerais à l'état de chlorure dissous dans l'eau par le sel marin, on en facilite singulièrement la réduction par le fer en plaçant ce métal dans un panier de laiton que l'on suspend dans la liqueur.

Purification de l'argent.

L'argent peut être amené à un assez grand état de pureté par coupellation ; mais cette opération ne le sépare ni de l'or ni du platine. Pour le séparer de ces deux métaux, il faut le faire passer à l'état de chlorure. Cependant, quand on ne tient point à l'avoir très pur, on peut l'isoler facilement en le précipitant de sa dissolution nitrique par le cuivre. Cette opération porte le nom de *départ*.

Pour avoir de l'argent très pur, on le dissout dans l'azotate hydrique, et on le précipite ensuite à l'état de chlorure par une dissolution de sel marin. Le précipité est agité vivement afin qu'il se rassemble ensuite facilement par le repos : on le recueille et on le lave.

Ce précipité peut être amené à l'état métallique par plusieurs procédés :

1° Fondre dans un creuset un poids de carbonate potassique, double de celui du chlorure argentique, y ajouter peu-à-peu le chlorure; donner ensuite un bon coup de feu pour fondre l'argent réduit, et laisser refroidir le creuset : il contient l'argent sous forme de culot;

2° Mêler le chlorure avec 0,704 de craie et 0,042 de charbon; tasser le mélange dans un creuset et le soumettre à la fusion (Guy-Lussac);

3° Fondre le chlorure argentique avec le tiers de son poids de colophane (Mohr);

4° Mettre le chlorure argentique dans de l'eau, y ajouter un morceau de zinc et du sulfate hydrique : il se fait du chlorure zincique, et l'on obtient de l'argent en poudre grise. Cette poudre ne donne de l'argent bien pur que quand elle a été fondue; car elle retient le charbon abandonné par le zinc qui s'est dissous ; cependant en déposant un fragment de zinc sur un morceau de chlorure argentique fondu et placé dans l'eau, la réduction a lieu et le charbon se trouve simplement déposé à la surface d'un gâteau d'argent : ces deux corps sont alors facilement séparés par un lavage suffisant ;

5° Faire bouillir le chlorure argentique dans une dissolution d'hydrate potassique contenant du sucre : le métal est réduit facilement et peut être très pur après avoir été convenablement lavé (Grégory et Levol).

Caractères des dissolutions argentiques.

Le *sulfure hydrique* et les *sulfures natroïdiques* y font naître un précipité noir de sulfure argentique.

Les *oxydes hydro-potassique* et *hydro-sodique* y font naître un précipité vert d'oxyde d'argent.

L'*ammoniaque*, ajoutée en très petite quantité dans l'azotate bien neutre, y fait naître un précipité qui disparaît promptement lorsqu'on y en ajoute davantage.

Les carbonates potassique et sodique y font naître un précipité blanc de carbonate.

Les *chlorures* et le *chlore* y font naître un précipité blanc de *chlorure argentique*, très insoluble dans l'eau, même dans l'azotate hydrique *bouillant*, soluble dans l'ammoniaque et noircissant à la lumière solaire, même lorsqu'elle est diffuse.

L'*iodure potassique* y fait naître un précipité jaunâtre, insoluble dans l'azotate hydrique bouillant, et dans l'ammoniaque, à moins qu'il n'y en ait un très grand excès.

Le *chrómate potassique* y fait naître un beau précipité rouge de chrómate argentique.

Le *phosphate hydro-bisodique* y fait naître un précipité jaune de phosphate *tri-argentique*.

Les *arséniates sodique et hydrique* y font naître des précipités rouges de diverses nuances (V. *Arséniate argentique*, p. 301).

Les métaux ordinaires : le zinc, le fer, le cuivre et même le mercure, précipitent l'argent de ses dissolutions.

MERCURE.

Vif argent.

Hg = 2531,64 = 2 molécules phys. à l'état liquide, et 4 molécules à l'état de vapeur.

Le mercure, existant quelquefois libre dans la nature, a été connu très anciennement; les Grecs le nommaient Ὑδράργυρος de ὕδωρ et d'ἄργυρος (eau argent, argent en eau, argent liquide), et les Romains *hydrargyrum;* de là le symbole Hg, employé pour le désigner. Ce corps est connu de tous ceux qui ont vu un baromètre ou un thermomètre; il est liquide, opaque, possède l'éclat métallique et une couleur d'un blanc légèrement plombeux. Son poids spécifique = 13, 5681 à + 17,° 5 selon Brisson (1). Sa

(1) Ce poids spécifique est très exact.

ompressibilité cubique, moyenne, pour une atmosphère, est de
,00000338, selon MM. Colladon et Sturm. Sa capacité calori-
ue moyenne est de 0,0330 entre 0° et + 100° et de 0,0350, en-
re 0° et + 300°, selon Dulong et Petit. Il se solidifie à — 40,
t peut alors affecter la forme d'octaèdres réguliers, et devenir
alléable. Son coëfficient de dilatation augmente avec la tem-
érature : entre 0° et + 100°, il est de 1/5550e par chaque de-
é; entre 0° et + 200°, il est de 1/5425e, et, entre 0° et 300°,
est de 1/5300e; il est volatil et bout à + 350° du thermo-
ètre à air. Le poids spécifique de sa vapeur = 6,976, selon
. Dumas. Ce poids spécifique correspond au quart de l'équi-
alent du mercure. A la température ordinaire, il répand assez
e vapeur pour blanchir une feuille d'or que l'on suspend au-
essus de sa surface. A 0°, sa vaporisation est nulle ou inappré-
iable dans un temps assez long; à + 60°, il se vaporise assez
apidement pour que sa vapeur puisse être utilisée dans la
hotographie.

Le mercure s'altère lentement au contact de l'air; sa sur-
face se recouvre d'un oxyde gris qui peut y former une couche
assez épaisse. Il peut dissoudre une certaine quantité de cet
oxyde et perdre une partie de sa fluidité. On le purifie en
l'agitant avec du sulfate hydrique, le lavant bien et le des-
séchant.

A la température de l'ébullition, il absorbe assez rapide-
ment l'oxygène de l'air, et se trouve transformé en bi-oxyde
rouge.

A la température ordinaire, il s'unit au soufre par la tritura-
tion. Il s'y unit également par voie humide et par une tempéra-
ture plus élevée.

Le chlore, le brôme, l'iode, s'y unissent immédiatement;
le chlorure hydrique gazeux dissous est sans action sur lui,
tandis que l'iodure hydrique l'attaque facilement. Le sulfate
hydrique ne réagit sur lui qu'en élevant la température;
l'azotate hydrique, l'attaque facilement à la température or-
dinaire.

Amalgames.

Les alliages contenant du mercure sont nommés *Amal-
games*. Il sont généralement liquides, mous ou très fusibles.

Amalgame liquide, imitant le mercure.

Plomb	1
Bismuth	1
Mercure	3

Fondre ensemble le plomb et le bismuth, y ajouter ensuite le mercure par petites portions.

Cet amalgame est liquide à la température ordinaire et assez fluide pour passer au travers d'une peau de chamois. On le distingue du mercure par la distillation qui laisse un résidu de métaux fixes.

Amalgame pour étamer le verre.

Plomb	1
Étain	1
Bismuth	1
Mercure	10

Fondre ensemble les trois premiers métaux et y ajouter ensuite le mercure.

Cet amalgame est employé pour mettre au tain l'intérieur des globes de verre. On les chauffe légèrement ainsi que l'alliage que l'on y promène dans tous les points, afin qu'il s'y applique également.

L'alliage pour plomber les dents contient du mercure (*V.* p. 180 de ce vol.) Il y a encore les amalgames d'argent et d'or qui sont employés pour argenter et dorer *au feu*.

Le mercure dissout facilement l'or et l'argent, il attaque également le cuivre et l'étain; mais il s'unit difficilement au fer; à une température élevée, il attaque le platine qu'il corrode en le dissolvant.

Les principaux composés mercuriels sont formés d'un équivalent de mercure et d'un ou de deux équivalens des autres élémens : oxoïdes, chloroïdes, etc. On fait généralement l'équivalent du mercure une fois moins fort que celui qui est employé ici; mais la considération que ce métal donne naissance à de véritables acides, porte à penser que ces acides renferment un équivalent de mercure contre deux des autres élémens, et non un, comme on l'admet ordinairement. On

comprendra cette observation, en jetant les yeux sur le petit tableau suivant :

	Symboles ordinaires.	Symboles adoptés.
Protoxyde de mercure	Hg_2O = 2631	HgO = 2631
Protochlorure de mercure	Hg_2Cl = 2974	HgCl = 2974
Proto-iodure de mercure	Hg_2I = 4117	HgI = 4117
Bi-oxyde de mercure	Hg O = 1366	HgO_2 = 2732
Bi-sulfure de mercure	Hg S = 1466	HgS_2 = 2932
Bi-chlorure de mercure	Hg Cl = 1709	$HgCl_2$ = 3418
Bi-iodure de mercure	Hg I = 2851	HgI_2 = 5702

Dans la table des équivalens, les premiers nombres ont été adoptés.

ÉQUI-OXYDE MERCURIQUE. — *Protoxyde de mercure*, *oxyde mercureux*, Berz. HgO. Lorsque l'on ajoute de l'hydrate potassique à de l'azotate équi-mercurique, ou lorsque l'on fait macérer de l'équi-chlorure mercurique dans la dissolution de cet hydrate, on obtient une poudre noire que l'on regarde comme un oxyde équi-mercurique; mais qui est probablement un hydrate. Cependant cet hydrate abandonne toute son eau dans le vide de la machine pneumatique. Quoi qu'il en soit, ce composé est peu stable : la chaleur, la lumière, le temps, un simple frottement même, suffisent pour la décomposer en mercure et en bi-oxyde de ce métal.

BI-OXYDE MERCURIQUE. — *Précipité rouge*, *précipité per se*, *oxide rouge de mercure*, *bi-oxide de mercure*. HgO_2. Le bi-oxyde mercurique est une poudre cristalline rouge plus ou moins orangée. Son poids spécifique varie selon le procédé qui a servi pour le préparer; celui de l'oxyde, dit précipité rouge, est de 8,3992; celui du précipité *per se*, = 10,2185, selon Briss on. Lorsque l'on chauffe cet oxyde, il prend un teinte brune, presque noire; par le refroidissement, il reprend sa couleur primitive; chauffé plus fortement, il se décompose en mercure et en oxygène; il noircit par l'action de la lumière. Il est un peu soluble dans l'eau; même à l'état de précipité *per se*, lorsqu'il a été bien porphyrisé. Sa dissolution a une forte saveur métallique, et noircit quand on y ajoute du sulfure hydrique aqueux. Il se dissout dans la plupart des sels hydriques (acides), en se combinant à leur radical; mis en contact avec l'ammoniaque, il forme plusieurs composés qui ne sont pas bien connus.

En chauffant le mercure à l'air, à la température de son ébul-

lition, il s'oxyde et donne une poudre rouge foncé, cristalline, qui est le précipité *per se*.

En chauffant lentement l'azotate mercurique cristallisé, dans un creuset fermé, on obtient un résidu qui est le bi-oxyde mercurique. Cette opération doit être conduite avec soin; car, en chauffant trop on détruit de l'oxyde; et en chauffant trop peu on y laisse de l'azotate. Si l'on chauffe trop rapidement, on détruit le bi-oxyde de la périphérie sans même décomposer l'azotate qui est au centre de la masse du sel.

Cette opération peut être faite convenablement dans des vases de verre chauffés au bain de sable.

Le précipité rouge est employé comme médicament externe, et on le joint à des corps gras pour en faire une pommade propre à détruire la vermine.

On le falsifie quelquefois avec du minium ou de la brique pilée. On reconnaît ces fraudes, en le mettant en contact avec l'azotate hydrique : dans les deux cas, il laisse un résidu insoluble; ce résidu est brun quand il provient du minium, parce qu'il se forme du bi-oxyde de plomb (*V.* p. 184). Par l'action de la chaleur, on arrive aussi très facilement à reconnaître ces fraudes; car le bi-oxyde mercurique se détruit en se volatilisant, tandis que les autres matières demeurent fixes.

Lorsque l'on verse une dissolution de bi-chlorure mercurique dans une dissolution d'hydrate potassique, il se produit un précipité jaune, qui est de l'hydrate de bi-oxyde de mercure. Cet hydrate n'abandonne toute l'eau qu'il contient qu'à + 200°. Il a pour formule HgO_2, 6 HO, selon M. Schauffner.

SULFURE MERCURIQUE. — *Protosulfure de mercure*. HgS. Ce composé, aussi instable que le protoxyde, peut être obtenu en faisant passer un courant de sulfure hydrique dans une dissolution d'azotate mercurique. Il est sous forme d'une poudre noire; en peu de temps et par le simple frottement, il se transforme en mercure métallique et en bi-sulfure mercurique.

BI-SULFURE MERCURIQUE. — *Sulfure de mercure, vermillon; mercure sulfuré, cinabre*, min. HgS_2. Ce sulfure possède l'éclat métallique de l'acier lorsqu'il est cristallisé; mais, pour peu qu'il soit froissé, il prend une couleur rouge très vive. Il noircit à la lumière. On l'observe quelquefois en cristaux naturels, ayant la forme d'un prisme hexaèdre. Il peut

être clivé parallèlement aux pans de ce prisme. Son poids spécifique = 8,09. Lorsqu'on le chauffe en vase clos, il se sublime sans décomposition; mais, au contact de l'air, il éprouve un grillage qui le transforme en mercure et en gaz sulfureux. Chauffé avec le fer ou avec la chaux, il donne également du mercure métallique. Les sels hydriques ordinaires sont sans action sur lui; mais l'eau régale l'attaque et le dissout.

En triturant ensemble du mercure et du soufre sublimé, ces deux corps se combinent et il en résulte une poudre noire. Si l'on fait passer un courant de sulfure hydrique dans la dissolution aqueuse du bi-chlorure mercurique, on obtient également un précipité noir qui est probablement du bi-sulfure mercurique. Il existe donc deux variétés de ce bi-sulfure : une noire et une rouge. Jusqu'à ce jour, la différence de couleur de ces deux sulfures ne peut être attribuée à l'influence de la température, comme la plupart des autres modifications dimorphiques; car on obtient ces deux corps par voie humide et par voie ignée.

Le bi-sulfure de mercure est employé en peinture sous le nom de *vermillon*, comme une couleur d'un rouge très vif; malheureusement, il noircit à la lumière. Sa couleur est d'autant plus vive que la poudre est plus ténue. Le vermillon de la Chine est naturel et jouit d'une grande réputation. Aujourd'hui pourtant on sait en préparer d'aussi beau dans les laboratoires. Pendant long-temps on a employé un procédé par voie sèche; aujourd'hui on lui a substitué la voie humide avec avantage.

Procédés par voie sèche. Fondre une partie de soufre et y ajouter, lorsqu'elle est en fusion, 6 à 7 parties de mercure en agitant constamment. Lorsque le métal a complétement disparu, arrêter l'opération en retirant le creuset du feu et en le couvrant pour que le produit qu'il contient ne s'enflamme pas. Pulvériser ce produit, le chauffer à une température, suffisante pour chasser l'excès de soufre qu'il contient, mais trop faible pour vaporiser le sulfure. Après cette opération, introduire le sulfure dans un matras, et le sublimer au bain de sable dans un creuset.

Le premier produit est noir; celui qui a été sublimé est rouge. On peut même rendre sa couleur plus vive et plus belle en le sublimant plusieurs fois.

Procédés par voie humide. 1° *Procédé de M. Kirchhof.* Triturer 300 parties de mercure avec 68 parties de soufre et un peu d'une dissolution d'hydrate potassique, contenant 160 parties de ce corps et autant d'eau, jusqu'à ce qu'il soit passé entièrement à l'état de sulfure noir; mettre ce sulfure en contact avec le restant de la dissolution et le chauffer pendant deux heures, en ayant soin de remplacer l'eau qui s'évapore, et de remuer constamment. Après ce temps, cesser d'ajouter de l'eau, et remuer toujours : le mélange devient gélatineux, et l'on arrête l'opération aussitôt que le cinabre a pris une belle couleur rouge. On le lave et on le dessèche ensuite.

2° *Procédé de M. Liebig.* — Ce procédé consiste à mettre en contact le précipité blanc (chloramidure mercuriel) avec le polysulfure ammonique. Le précipité devient d'abord noir et prend bientôt une couleur rouge vif. On peut encore aviver la nuance en le faisant digérer dans une dissolution d'hydrate potassique.

Chloroïdures mercuriques.

ÉQUI-CLORURE MERCURIQUE. — *Mercure doux; panacée mercurielle, aquila-alba; précipité blanc* (1), *calomelas, calomel, sublimé doux, muriate de mercure, protochlorure de mercure; chlorure mercureux*, Berz.; *chlorargyre*, min. ClHg. L'aspect de ce produit varie selon le procédé employé pour le préparer : tantôt, c'est une poudre blanche ou jaunâtre; tantôt, il est en prismes à bases carrées, terminés par l'octaèdre inverse. C'est ainsi qu'on l'obtient lorsqu'il a été sublimé dans un matras. Dans cet état, il est incolore et possède un éclat diamentaire très prononcé; lorsqu'on le brise dans l'obscurité, il donne de la lumière, comme le sucre. Son poids spécifique = 7,14. Sa chaleur spécifique = 0,05205. Exposé à la lumière, il noircit; lorsqu'on le chauffe, il se réduit en vapeur sans éprouver la moindre décomposition. Il est insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther; le chlo-

(1) Il y a une autre préparation mercurielle qui porte le même nom (V. p. 320).

rure hydrique aqueux le dissout lentement à l'aide de l'ébullition; mis en contact avec l'ammoniaque liquide, il devient noir à l'instant même; chauffé avec de la potasse caustique, il donne du chlorure potassique et du mercure métallique; bouilli avec la dissolution de cet hydrate, il donne du chlorure potassique et de l'oxyde équi-mercurique hydraté. Il absorbe 0,738 de gaz ammoniac qui le rend noir, et il redevient blanc en perdant de l'ammoniaque quand on l'expose à l'air.

Ce produit est employé en médecine, comme purgatif, à la dose de 1 décigramme à 1 gramme. On court toujours le danger de déterminer des accidens vers la bouche et les organes salivaires lorsque l'on atteint cette dernière dose. Il est aussi donné comme vermifuge. Enfin on l'a employé, soit à l'intérieur, soit à l'extérieur, dans le traitement des maladies syphilitiques.

Pour l'usage médical, l'équi-chlorure mercurique doit être bien lavé à l'eau bouillante; car il renferme souvent du bi-chlorure mercurique qui est excessivement vénéneux à une dose très minime.

On peut préparer l'équi-chlorure mercuriqué par voie humide et par voie sèche.

Procédé par voie humide. — Dissoudre l'azotate équi-mercurique dans l'eau distillée ou dans l'eau de pluie et y ajouter une dissolution de sel marin, en agitant constamment, tant qu'il se fait un précipité. Recueillir le précipité sur une toile recouverte de papier à filtrer; le laver à l'eau bouillante, le sécher et le conserver; le tout à l'abri de la lumière directe du soleil.

$$Az\,O_6\,Hg + Cl\,Na = Az\,O_6\,Na + Cl\,Hg.$$

On peut en opérer la précipitation par le chlorure hydrique; mais de l'azotate hydrique se forme, et ces deux produits donnent naissance à de l'eau régale qui fait naître à son tour du bi-chlorure mercurique.

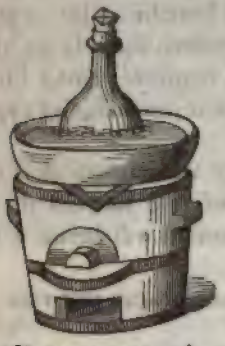
L'emploi du sel marin peut donner naissance à du chlorohydrargyrate sodique pour peu que l'azotate équi-mercurique contienne un peu de bi-azotate mercurique. C'est pourquoi dans

tous les cas il est on ne peut plus urgent de laver le précipité avec une grande quantité d'eau bouillante.

Procédés par voie sèche. — Il en existe trois modifications, reposant sur la sublimation. Dans chacun d'eux, on fait réagir l'un sur l'autre, et à l'aide de la chaleur, un équivalent de sulfate équi-mercurique et un équivalent de chlorure sodique, bien secs et bien pulvérisés.

$$SO_4Hg + ClNa = SO_4Na + ClHg.$$

1° *Procédé par simple sublimation.* — Introduire le mélange précédent dans un matras bien sec, le remplir au tiers seulement, couvrir le matras d'un bouchon de papier et le chauffer au bain de sable. Il faut avoir soin que la voûte du matras soit moins chauffée que le fond de ce vase, afin que le chlorure puisse s'y condenser; mais il faut aussi qu'elle soit suffisamment chauffée pour que le chlorure ne se condense pas immédiatement et puisse cristalliser.



2° *Procédé à la vapeur.* — Ce procédé consiste à diriger la vapeur du chlorure équi-mercurique dans un récipient où l'on fait arriver en même temps de la vapeur d'eau, qui la condense. Le chlorure solidifié se dépose dans un vase où on le recueille. L'appareil donnera une idée fort nette de cette opération.

Le col de la cornue de grès doit être en grande partie sous la voûte du fourneau à réverbère, afin de le chauffer pour que le produit volatil ne s'y condense que le moins possible.

3° *Procédé de M. Soubeiran.* — Ce procédé consiste à faire arriver la vapeur du produit dans un espace assez grand pour qu'elle s'y condense sans pouvoir l'échauffer au point de se réunir et de cristalliser. L'appareil consiste en un large tube de terre cuite fermé à une extrémité et aboutissant, par son extrémité ouverte, à un vase d'une grande capacité ou à une caisse. On place le mélange de sel marin et de sulfate mercurique dans le tube et on l'y chauffe : le chlorure mercurique en vapeur entre dans la caisse et s'y condense immédiatement sous forme d'une poudre très fine. Cette poudre est ensuite lavée à l'eau distillée jusqu'à ce que cette eau ne se colore plus par l'addition d'un excès de sulfure hydrique. La caisse doit présenter une ouverture libre ou simplement fermée par l'application d'une lame de verre, afin de donner issue à l'air dilaté (*J. de pharmacie*, 3e série, t. II, p. 502).

Le protochlorure précipité pourrait bien être différent de celui qui est sublimé. Tous les produits mercuriels étant dimorphes, cela n'aurait pas lieu d'étonner. Dans tous les cas, on le croit plus actif, comme agent pharmaceutique.

BI-CHLORURE MERCURIQUE. — *Sublimé corrosif, poudre de succession, muriate oxygéné de mercure, deutochlorure de mercure, chlorure mercurique*, Berz. Cl_2Hg. Ce composé est solide, incolore ou blanc, sa saveur est caustique et métallique, on ne peut plus désagréable; son poids spécifique = 5,42; sa chaleur spécifique = 0,06889. Il est fusible et volatil. Par la sublimation, il cristallise en longs prismes rectangulaires. Il est soluble dans 16 fois son poids d'eau froide et dans 3 fois son poids d'eau bouillante. Il est plus soluble dans l'alcool qui en prend environ 0,43 à froid, et 0,85 à la température de l'ébullition. L'éther ordinaire en dissout environ un tiers de son poids. Selon M. Mitscherlich, le bi-chlorure mercurique, cristallisé dans une dissolution bouillante, n'affecte pas la même forme que celui qui est cristallisé par la sublimation. La dissolution aqueuse du bi-chlorure mercurique est décomposée par la lumière solaire : du chlorure mercurique se dépose, de l'oxygène se dégage, et du chlorure hydrique demeure dans la liqueur. Il est probable que, par une action suffisamment prolongée, le mercure serait entièrement réduit à l'état métallique. La potasse et la soude caustiques donnent un précipité jaune d'hydrate de bi-oxyde mercurique dans la dissolution du bi-

chlorure; l'ammoniaque y fait naître un *précipité blanc* qui, selon M. R. Kane, est un chloramidure mercurique Cl Ad Hg. 1 équivalent de bi-chlorure mercurique et 1 équivalent d'ammoniaque (amidure hydrique) donnent ce composé par la réaction suivante :

$$Cl_2\,Hg + Ad\,H = Cl\,Ad\,Hg + Cl\,H.$$

Le véritable précipité blanc des anciennes pharmacopées (*mercurius præcipitatus albus*) s'obtient en versant une dissolution de carbonate potassique ou sodique dans une dissolution de bi-chlorure mercurique mélangé de chlorure ammonique ou dans la dissolution du sel alembroth, qui est la même chose. Il se fait un précipité que l'on recueille, que l'on lave et que l'on dessèche. Ce précipité, que l'on croyait identique avec le précédent, en diffère par ses propriétés et sa composition, selon M. Duflos et M. Riegel : le premier de ces produits subit la décomposition ignée sans entrer en fusion ; le second, au contraire, fond et demeure en fusion pendant tout le temps de la décomposition. Il contiendrait les élémens suivans : 3 (Cl_2 Hg), 2 (Am O) (1).

Lorsque l'on fait passer un courant de sulfure hydrique dans la dissolution du bi-chlorure mercurique, on obtient d'abord un précipité blanc, formé de 1 équivalent de bi-chlorure et de 2 équivalens de bi-sulfure mercurique : $Hg_3\,Cl_2\,S_4 = Hg\,Cl_2,\ 2\,Hg\,S_2$. En augmentant la quantité de sulfure hydrique, le précipité devient rouge et floconneux : probablement qu'à cette époque le précipité est du bi-sulfure hydraté. Enfin, un excès de sulfure hydrique donne un précipité noir.

Les sels hydriques augmentent la solubilité du bi-chlorure mercurique dans l'eau. Le chlorure hydrique aqueux dissout une grande quantité de ce produit, et forme évidemment avec lui un *chloro-hydrargyrate hydrique*. Ce composé est en petits cristaux aiguillés, très fusibles.

Le bi-chlorure mercurique se comporte comme un acide vis-à-vis des chlorobases; il forme, avec elles, des sels qui cris-

(1) Il est douteux que ce soit bien là la composition du précipité blanc, quoique son analyse ait été répétée par deux chimistes différens. Il faudrait constater si le produit renferme tout l'hydrogène nécessaire à l'existence de l'ammonium.

dissent généralement bien. Avec le chlorure potassique, il donne trois composés :

$$Cl_2\,Hg,\ 2\,Cl\,K,\ 2\,HO.$$
$$Cl_2\,Hg,\ Cl\,K,\ 2\,HO.$$
$$2\ Cl_2\,Hg,\ Cl\,K,\ 4\,HO.$$

Avec le chlorure sodique, il ne donne que le composé :

$$Cl_2\,Hg,\ Cl\,Na,\ 4\,HO.$$

Sel alembroth.—Avec le chlorure ammonique, le bi-chlorure mercurique donne un composé cristallisable dans l'eau et pouvant être sublimé sans se décomposer entièrement. Ce sel alembroth est un chloro-hydrargyrate ammonique hydraté. $Cl_2\,Hg$, 2 ClAm, 2 HO. Il cristallise en prismes rhomboïdaux aplatis qui s'effleurissent à l'air, sans perdre leur forme. La dissolution de ce sel n'est point décomposée par l'ammoniaque, elle l'est, au contraire, par la potasse, la soude et leurs carbonates, qui donnent naissance au *précipité blanc*, dont il a été question précédemment. Ce sel était connu des anciens chimistes, et considéré par quelques adeptes de la philosophie hermétique, comme le *mercure des sages*.

Selon M. Kane, le sel alembroth, cristallisé sous la forme rhomboïdale, serait anhydre; mais il serait hydraté, lorsqu'il affecterait la forme de filamens soyeux. Avec les chlorures des autres séries, le bi-chlorure mercurique donne encore des composés définis; mais ils sont en général moins connus et moins remarquables que les précédens.

Le bi-chlorure mercurique s'unit immédiatement avec la plupart des matières organiques et les rend imputrescibles. Il se *combine particulièrement* avec les matières protéiques, le tissu cellulaire et la gélatine. L'action la plus remarquable est celle de l'albumine : à l'instant même il se forme un précipité blanc floconneux, que l'observation microscopique démontre être particulaire; si la quantité d'albumine augmente, le précipité se redissout (V. *Albumine*). La solubilité du bi-chlorure mercurique dans l'albumine permet de penser que ce poison peut être absorbé en se dissolvant dans celle du sang. On avait cru que, dans cette circonstance, le mercure était réduit à l'état de protochlorure; mais la solubilité du précipité, dans un excès d'albumine, démontre que cette opinion était erronée.

out dans celles qui sont accompagnées de syphilides. e donner à la dose de 0 gr. 05 par jour; mais on ne peut e usage, à cette dose élevée, que quand il a été préparé e procédé suivant, qu'il a été conservé peu de temps et à ri de la lumière; car, sans cela, il contiendrait du bi- lure qui est vénéneux.

Pour préparer convenablement l'équi-iodure mercurique, il t triturer de l'iode avec un excès de mercure dans un mor- de porcelaine et ajouter de temps en temps une petite ntité d'alcool pour faciliter la réaction. Quand l'iode ne t plus absorber de mercure, il faut séparer l'iodure de ce tal et le conserver dans un flacon couvert de papier noir.

ESQUI-IODURE MERCURIQUE. — *Iodure sus-mercureux*, Berz. Hg_2. Cet iodure est en poudre jaune. On peut l'obtenir décomposant un mélange de 1 proportion d'azotate équi- rcurique et de 1 proportion d'azotate hémi-mercurique ous dans l'eau, par l'iodure potassique : il se forme un pré- té jaune que l'on recueille. Il est convenable d'employer un ès d'azotate hémi-mercurique et d'ajouter aussi un très r excès d'iodure potassique qui dissout le bi-iodure qui se duit. J'ai souvent obtenu ce produit, en décomposant la olution du sesqui-azotate mercurique de M. Mitscherlich par l'iodure potassique (*V.* ce sel plus bas).

I-IODURE MERCURIQUE. — *Bi-iodure de mercure*, *iodure mer- ique*, Berz. Ce composé est dimorphe et jaune ou rouge. odure obtenu par voie de précipitation est une poudre d'un ge très vif. Lorsqu'on l'a fait cristalliser en le dissolvant s l'iodure potassique jusqu'à saturation à la température l'ébullition, il affecte la forme d'un octaèdre à bases carrées, é; c'est-à-dire combiné avec les bases du prisme du même tème; ce qui lui donne la forme d'une table rectangulaire dée. Lorsque l'on chauffe ce sel, il fond et prend une leur jaune; en chauffant davantage, il se réduit en vapeur, ar la condensation, ces vapeurs donnent des cristaux rhom- daux d'une couleur jaune. Lorsque l'on triture ces cristaux, donnent une poudre rouge; ce changement de couleur peut me avoir lieu par le moindre frottement et par le contact ne pointe appliquée à l'extrémité d'un cristal. M. Franken- m a vu qu'en chauffant doucement l'iodure jaune et l'io- re rouge, déposés l'un à côté de l'autre sur une lame de

Par un contact prolongé avec les matières organiques, le bi-chlorure mercurique est cependant réduit à l'état de proto-chlorure et finalement à l'état de mercure. Cette action est beaucoup activée par l'influence de la lumière.

Comme l'équi-chlorure, le bi-chlorure mercurique peut être préparé par voie sèche et par voie humide.

Procédé par voie sèche. — Ce procédé, qui est le seul usité, ressemble beaucoup à celui qui donne l'équi-chlorure mercurique par simple sublimation; seulement, au lieu de sulfate équi-mercurique, il faut employer le *sulfate hémi-mercurique*, et employer deux proportions de chlorure sodique. L'appareil et les précautions sont les mêmes. On a : $2\,(SO_4)\,Hg + 2\,Cl\,Na = 2\,(SO_4\,Na) + Cl_2\,Hg$. (*V.* p. 318).

Procédé par voie humide. — Ce procédé, qui n'est pas usité, est cependant excellent : il consiste à dissoudre le mercure dans l'eau régale, à étendre le produit d'un peu d'eau bouillante et à le faire cristalliser.

BRÔMURE ÉQUI-MERCURIQUE. — *Proto-brômure de mercure, brômure mercureux*, Berz. BrHg. Ce brômure est une poudre blanche, insoluble dans l'eau, ressemblant parfaitement au chlorure équi-mercurique, et se préparant par un procédé semblable.

BI-BRÔMURE MERCURIQUE. — *Bi-brômure de mercure, brômure mercurique*, Berz. $Br_2\,Hg$. Ce composé ressemble beaucoup au bi-chlorure mercurique; il en possède les principales propriétés; mais il ne précipite point par le chrômate potassique. On le prépare en traitant le mercure par le brôme en présence de l'eau, jusqu'à ce que le métal soit dissous. Évaporant la liqueur jusqu'à siccité, reprenant le produit par l'eau, filtrant la nouvelle dissolution et la soumettant à la cristallisation par évaporation.

ÉQUI-IODURE MERCURIQUE. — *Protoiodure de mercure, iodure mercureux*, Berz. IHg. Ce composé est une poudre d'un vert foncé, insoluble dans l'eau. Selon M. Berzélius, ce composé est fusible et volatil sans altération lorsqu'on opère rapidement; mais il se décompose en mercure et en bi-iodure quand on le chauffe lentement. Avec le temps la lumière opère le même mode de décomposition. Son poids spécifique = 7,50; sa chaleur spécifique est de 0,03949. Ce produit est employé en médecine dans le traitement des maladies syphilitiques invété-

ées, surtout dans celles qui sont accompagnées de syphilides. On peut le donner à la dose de 0 gr. 05 par jour; mais on ne peut en faire usage, à cette dose élevée, que quand il a été préparé par le procédé suivant, qu'il a été conservé peu de temps et à l'abri de la lumière; car, sans cela, il contiendrait du bi-iodure qui est vénéneux.

Pour préparer convenablement l'équi-iodure mercurique, il faut triturer de l'iode avec un excès de mercure dans un mortier de porcelaine et ajouter de temps en temps une petite quantité d'alcool pour faciliter la réaction. Quand l'iode ne peut plus absorber de mercure, il faut séparer l'iodure de ce métal et le conserver dans un flacon couvert de papier noir.

SESQUI-IODURE MERCURIQUE. — *Iodure sus-mercureux*, Berz. $I_3 Hg_2$. Cet iodure est en poudre jaune. On peut l'obtenir en décomposant un mélange de 1 proportion d'azotate équi-mercurique et de 1 proportion d'azotate hémi-mercurique dissous dans l'eau, par l'iodure potassique : il se forme un précipité jaune que l'on recueille. Il est convenable d'employer un excès d'azotate hémi-mercurique et d'ajouter aussi un très léger excès d'iodure potassique qui dissout le bi-iodure qui se produit. J'ai souvent obtenu ce produit, en décomposant la dissolution du sesqui-azotate mercurique de M. Mitscherlich fils, par l'iodure potassique (*V.* ce sel plus bas).

BI-IODURE MERCURIQUE. — *Bi-iodure de mercure, iodure mercurique*, Berz. Ce composé est dimorphe et jaune ou rouge. L'iodure obtenu par voie de précipitation est une poudre d'un rouge très vif. Lorsqu'on l'a fait cristalliser en le dissolvant dans l'iodure potassique jusqu'à saturation à la température de l'ébullition, il affecte la forme d'un octaèdre à bases carrées, basé; c'est-à-dire combiné avec les bases du prisme du même système; ce qui lui donne la forme d'une table rectangulaire biseautée. Lorsque l'on chauffe ce sel, il fond et prend une couleur jaune; en chauffant davantage, il se réduit en vapeur, et par la condensation, ces vapeurs donnent des cristaux rhomboïdaux d'une couleur jaune. Lorsque l'on triture ces cristaux, ils donnent une poudre rouge; ce changement de couleur peut même avoir lieu par le moindre frottement et par le contact d'une pointe appliquée à l'extrémité d'un cristal. M. Frankenheim a vu qu'en chauffant doucement l'iodure jaune et l'iodure rouge, déposés l'un à côté de l'autre sur une lame de

platine, ils peuvent se réduire en vapeur sans fondre, et, en recueillant cette vapeur sur une deuxième lame, il a trouvé qu'elle conservait la couleur des cristaux qui la produisaient (*V.* t. 1, p. 36).

Le poids spécifique de l'iodure rouge de mercure varie de 6,311 à 6,334, selon P. Boullay; sa chaleur spécifique = 0,04197, selon M. Regnault. Cet iodure s'unit avec tous les chloroïdures solubles; il forme même des composés cristallisables avec quelques-uns d'entre eux. Une dissolution d'iodure potassique le dissout avec une grande facilité; le bi-chlorure mercurique le dissout également; aussi, quand on le prépare, en décomposant ces deux sels l'un par l'autre, en présence de l'eau, il faut employer de justes proportions pour qu'aucun d'eux ne soit en excès, sans quoi une partie du précipité se redissout.

Le bi-iodure mercurique peut être préparé, comme il vient d'être dit, en décomposant une proportion de bi-chlorure mercurique par deux proportions de chlorure potassique, tous deux dissous dans l'eau; recueillant le précipité, le lavant et le desséchant : $Cl_2\,Hg + 2\,(IK) = 2\,(Cl\,K) + I_2\,Hg$. On le prépare encore en triturant du mercure avec de l'iode en excès et en facilitant la réaction par de petites quantités d'alcool ajoutées successivement, et en lavant enfin le produit avec l'alcool pour enlever l'excès d'iode, lorsqu'il a atteint une belle couleur rouge.

BI-CYANURE MERCURIQUE. — *Prussiate de mercure*, *cyanure de mercure*. $Cy_2\,Hg$. Ce composé cristallise en prismes quadrilatères, incolores et limpides, ou blancs. Lorsqu'on le chauffe, il se décompose en mercure et en cyanogène; si la pression est un peu plus forte que celle de l'atmosphère, il donne principalement du para-cyanogène. Il est un peu soluble dans l'alcool; mais il est plus soluble dans l'eau, surtout lorsque la température est élevée. Sa dissolution aqueuse ne précipite ni par la potasse, ni par la soude, ni par l'ammoniaque, ni par leurs carbonates, ni par leurs iodures; mais elle donne un précipité blanc de cyanure argentique par l'azotate argentique, et elle noircit par l'addition du sulfure hydrique et des sulfures alcalins; lorsqu'on y ajoute du sulfate hydrique, elle agit sur le cuivre qu'elle blanchit en formant un amalgame, et elle abandonne du mercure avec le fer. Le chlorure

hydrique le décompose en donnant du cyanure hydrique et du bi-chlorure mercurique; le sulfate hydrique concentré s'y unit et peut en dissoudre une certaine quantité; mais le composé est détruit par l'eau. L'azotate hydrique peut le dissoudre sans le décomposer. Une dissolution de bi-cyanure mercurique peut dissoudre du bi-oxyde mercurique et former ainsi un composé cristallisable $Hg_4\,Cy_2\,O_6 = Hg\,Cy_2, 3\,Hg\,O_2$. Ce composé est plus soluble dans l'eau que le simple bi-cyanure mercurique. Ce dernier composé s'unit aussi avec la plupart des chloroïdures, même avec le chrômate et le formiate potassiques.

Le bi-cyanure mercurique est très vénéneux. Il est usité en médecine dans le traitement des maladies syphilitiques. On a pensé à le substituer au bi-chlorure mercurique, parce qu'il est beaucoup plus stable et ne se réduit pas aussi facilement sous l'influence des matières organiques.

On a d'abord préparé le bi-cyanure mercurique en décomposant le bleu de Prusse par le bi-oxyde mercurique en présence de l'eau et à l'aide de la chaleur. Aujourd'hui on le fait plus économiquement en saturant le bi-oxyde mercurique par le cyanure hydrique. Pour faire cette opération, on étend 13 parties de sulfate monohydrique de 100 parties d'eau et on introduit le mélange dans une cornue tubulée, avec 15 parties de cyanure ferro-bipotassique. On procède à la distillation en poussant l'opération jusqu'à ce que le résidu soit desséché, et en recueillant le produit volatil dans un récipient contenant 30 parties d'eau. Le produit distillé est saturé par du bi-oxyde mercurique; il en exige 16 parties, si l'opération a été bien conduite. La liqueur filtrée et évaporée est ensuite soumise à la cristallisation.

CARBONATES MERCURIQUES. — Les carbonates mercuriques sont peu connus et inusités; on les obtient en précipitant à froid un sel de mercure dissous, par le carbonate potassique ou sodique également dissous. Par l'ébullition, le produit se décompose. Ils sont peu solubles dans l'eau.

OXALATES MERCURIQUES. — Les oxalates mercuriques sont sous forme d'une poudre blanche peu soluble dans l'eau; on les obtient en ajoutant de l'oxalate neutre potassique dissous dans l'eau, à une dissolution de sel mercurique ou hémimercurique. Lorsqu'on les chauffe, ils se décomposent in-

stantanément en faisant entendre une légère détonation.

SULFATE MERCURIQUE.—*Protosulfate de mercure, sulfate mercureux*, Berz. SO_4Hg. Ce sulfate est une poudre blanche, qui n'est soluble que dans 500 parties d'eau froide et dans 300 parties d'eau bouillante. Il fond à + 300° et il se décompose ensuite. On peut l'obtenir en traitant le mercure par le sulfate hydrique concentré, à une température un peu inférieure à son point d'ébullition : il se forme un produit insoluble que l'on recueille et que l'on lave. Selon M. Lefort, on obtient un produit plus pur en décomposant l'azotate équi-mercurique par une dissolution de sulfate sodique, recueillant, lavant et séchant le précipité.

SULFATE HÉMI-MERCURIQUE. — *Sulfate de bi-oxyde de mercure, sulfate mercurique*, Berz. 2 (SO_4), Hg. Ce composé est une masse blanche que l'on obtient en traitant quatre parties de mercure par cinq parties de sulfate hydrique concentré, à la température de l'ébullition et desséchant le produit.

Le sulfate hémi-mercurique résiste à la température du rouge obscur sans se décomposer; il devient successivement jaune et brun, mais il redevient blanc par le refroidissement. Au rouge cerise, il se décompose en oxygène, en acide sulfureux, en mercure et en sulfate mercurique; le résidu demeure inaltéré tant qu'il n'est pas volatilisé.

Lorsqu'on met le sulfate hémi-mercurique en présence de l'eau, il se décompose en sulfate tri-mercurique, insoluble, et en sulfate acide, soluble.

Selon M. Lefort, pour obtenir le sulfate hémi-mercurique pur, il faut le préparer en traitant le sulfate tri-mercurique par le sulfate hydrique. Le sulfate mercurique que le sel basique peut contenir ne se dissout pas.

SULFATE TRI-MERCURIQUE. — *Turbith minéral, sous-sulfate de mercure*, 3 Hg O_2, 2 SO_3 = $Hg_3O_{12}S_2$. Poudre d'un beau jaune que l'on obtient en faisant bouillir le sulfate hémi-mercurique. Cette poudre doit ensuite être lavée et séchée. Elle ne se dissout que dans 2000 parties d'eau froide et dans 600 parties d'eau bouillante. Elle a été employée en médecine comme purgatif.

AZOTATE MERCURIQUE. — *Protonitrate de mercure, azotate de mercure, nitrate mercureux*, Berz. Az O_6 Hg, 2 HO. Ce sel est soluble dans une petite quantité d'eau, mais il est décom-

osé quand on en ajoute beaucoup ; comme la plupart des sels e mercure, il donne un sel basique peu soluble, et un sel acide ui se dissout; on l'obtient en dissolvant le mercure dans un xcès d'azotate hydrique à la température ordinaire. Après uelque temps, on le trouve sous forme de cristaux, que l'on ait égoutter et que l'on dessèche. Quand on emploie de l'azotate hydrique étendu d'eau et un grand excès de mercure, on btient un azotate sesqui-mercurique, qui se forme en gros ristaux.

Quand on ajoute de l'ammoniaque étendue d'eau à une dissolution aqueuse d'azotate équi-mercurique, il se forme d'abord un précipité noir, qui est le *mercure soluble d'Hahnemann*, en continuant de verser de l'ammoniaque on obtient un précipité blanc.

Selon M. Kane, le mercure soluble d'Hahnemann peut être représenté par AzO_5, 2 (Hg O) Ad H. Selon M. Mitscherlich, ce composé est un azotate tri-basique; selon M. Pagenstecher, ce n'est qu'un mélange d'équi-oxyde mercurique, d'azotate basique de mercure, de mercure métallique et de bi-oxyde ammoniacal. Quoi qu'il en soit, les résultats obtenus par ces trois chimistes conduisent à penser qu'il se forme des produits très variables dans la préparation du mercure soluble, et que c'est un médicament dont on doit rejeter l'emploi. Il est bien probable que le véritable produit doit contenir l'azote à l'état d'amide.

Le précipité blanc que l'on obtient après le mercure soluble d'Hahnemann en continuant d'ajouter de l'ammoniaque à la dissolution d'azotate équi-mercurique, est un azotate quadri-mercurique, selon M. Soubeiran.

AZOTATE HÉMI-MERCURIQUE. — *Nitrate de deuto-oxyde de mercure*, *nitrate de bi-oxyde de mercure*, *azotate de bi-oxyde de mercure*, Th., *nitrate mercurique*, Berz. 2 (AzO_5) Hg.

Ce composé ne peut exister qu'en dissolution. On l'obtient en faisant bouillir le mercure dans un excès d'azotate hydrique. Si l'on concentre la liqueur de manière à obtenir des cristaux, le sel qui se forme ainsi diffère de l'azotate neutre et peut être représenté par AzO_5, HgO_2, 2 HO = AzO_9HgH_2.

Lorsqu'on ajoute de l'ammoniaque à une dissolution d'azo-

tate mercurique, on obtient des précipités de couleur blanc[illegible] qui contiennent d'autant plus de mercure que cette substance a été employée en plus grande quantité. En employant un excès d'ammoniaque, on obtiendrait un précipité de la formule Az O_5, Az H_3, 4 Hg O, selon M. Soubeiran, et Ad Hg, Az 3 Hg O, selon M. R. Kane.

L'ammoniaque donnant, avec le bi-chlorure mercurique [illegible] les autres sels correspondans, des précipités blancs, lorsque [illegible] alcalis ordinaires (oxydes natroïdiques) donnent des précipités jaunes. On a lieu d'être étonné qu'une coïncidence aussi singulière ne résulte pas de la formation de composés correspondans. Le précipité blanc ayant pour formule Cl Ad Hg, il probable qu'en ajoutant de l'ammoniaque à un mélange d'azotate hémi-mercurique et d'azotate ammonique, on devrait obtenir un précipité de la formule : Az O_6, Ad, Hg, au moins dans les premiers momens de la réaction.

FULMINATE MERCURIQUE. — *Mercure fulminant de Howard*, $Cy_2 O_5 Hg = Cy_2 O_2$, Hg O. Ce composé est sous forme de petits prismes ou d'une poudre cristalline incolore. Il détone de la manière la plus violente par le choc et par l'addition du sulfate hydrique concentré. Jeté sur des charbons ardens, il se détruit en faisant une faible explosion. Ce produit est on ne peut plus dangereux à manier, et exige les plus grandes précautions pour éviter les accidens auxquels il peut donner lieu. On l'obtient en dissolvant 5 parties de mercure dans 80 parties d'azotate hydrique ayant une densité de 1,37 environ. Après que la dissolution du mercure est complète et que la liqueur est entièrement refroidie, on lui ajoute 80 parties d'alcool à 0,85 de densité. Le mélange est ensuite chauffé au bain de sable et l'on a soin de le retirer du feu aussitôt qu'il commence à se troubler. Il faut employer un vase d'une grande capacité relativement à la quantité des matières sur lesquelles on opère; car la réaction devient tout-à-coup de la plus grande violence; cependant on la ralentit en y ajoutant par petites portions 80 autres parties d'alcool, qui sont nécessaires à l'opération et que l'on doit avoir soin de peser d'avance. Le fulminate se dépose au fond de la liqueur et on peut l'en séparer facilement par la décantation et la filtration.

Le fulminate mercurique est employé pour charger les capsules qui servent d'amorce pour les armes à percussion. Selon

ebig, pour préparer la matière de ces amorces, on broie minate mercurique sur une table de marbre avec une mo-le bois, en ayant soin d'y ajouter préalablement 0,30 Quand le produit est pulvérisé on y ajoute 0,06 parties pêtre avec lequel on forme une pâte homogène que l'on it dans les capsules. M. Berzélius recommande seule-le le mêler encore humide avec un peu de teinture al-e de benjoin pour en relier les parties après la dessic-. En France, on emploie un mélange de 2 parties de ate et de 3 parties d'azotate potassique. L'azotate doit ulvérisé avant d'en opérer le mélange. Ce mélange est é sur un marbre noir et broyé avec une molette de u d'un autre bois dur. Il faut éviter, avec le plus grand qu'il ne se dessèche dans quelque point et le relever avec me de corne. La couleur du marbre permet de reconnaî-s parties qui se dessèchent et d'éviter les accidens qui eraient du frottement de la molette, dans le cas où l'eau t évaporée.

RÔMATE ÉQUI-MERCURIQUE. — *Chrômate de mercure, chrô- mercureux*, Berz. Ce produit est une poudre d'un rouge if que l'on obtient en décomposant la dissolution aqueuse azotate équi-mercurique, par celle du chrômate potassi- Le précipité est ensuite recueilli, lavé et desséché. Il est mposé par la chaleur et laisse un résidu d'oxyde de chrôme st employé pour colorer les émaux en vert.

Extraction de mercure.

nt le mercure du commerce est extrait du cinabre natu- Le procédé d'extraction consiste en un simple grillage ntact de l'air, ou dans la distillation en présence de la . Le mercure qui est volatil est recueilli dans une série ambres superposées ou placées à la suite les unes des au- et disposées de telle manière, que le mercure condensé e se rassembler dans un même lieu.

Caractères des dissolutions mercuriques.

s caractères des dissolutions mercuriques sont très dis- selon que le produit est équi ou hémi-mercurique. Les s hydronatroïdiques, les chlorures et les iodures solubles

sont les réactifs qui donnent les réactions les plus distinctes et les plus caractéristiques.

Dissolutions équi-mercuriques.

Les *oxydes hydro-potassique et hydro-sodique* donnent un précipité noir d'hydrate équi-mercurique.

L'*ammoniaque* donne d'abord un précipité noir, puis un précipité blanc (V. sulfate équi-mercurique à l'endroit où il est question du mercure soluble d'Hahnemann).

Les *chlorures solubles* donnent un précipité blanc, insoluble, de chlorure équi-mercurique.

Les *iodures solubles* donnent un précipité vert, d'iodure équi-mercurique.

Le *chromate potassique* donne un précipité rouge de chromate équi-mercurique.

Le *sulfure hydrique* donne un précipité noir.

Les *sulfates* donnent un précipité blanc de sulfate équi-mercurique.

Une lame de cuivre se recouvre d'un enduit gris qui prend l'éclat métallique et la couleur du mercure par le frottement.

Dissolutions hémi-mercuriques.

Les *dissolutions des oxydes calcoïdiques et natroïdiques* donnent un précipité jaune d'hydrate mercurique.

L'*ammoniaque* donne un précipité blanc de *chloramidure mercurique.*

Les *chlorures* ne produisent rien de sensible.

L'*iodure potassique* donne un précipité rouge vif de bi-iodure mercurique.

Le *sulfure hydrique* donne d'abord un *précipité blanc*, puis un *précipité rouge*, et enfin un *précipité noir* en l'ajoutant lentement et avec précaution.

Une lame de cuivre se comporte comme avec les sels équi-mercuriques.

OR.

Soleil. — Roi. — Roi des métaux.

Au = 2486 = 2 molécules physiques.

L'or, existant à l'état de liberté dans la nature, a été connu des plus anciens peuples. Sa belle couleur jaune, son grand éclat, son inaltérabilité, sa rareté lui ont toujours assigné une valeur très élevée. Il cristallise dans le système cubique et affecte principalement la forme de l'octaèdre. Son poids spécifique varie de 19,4 à 19,65, selon qu'il a été recuit ou écroui. Sa chaleur spécifique = 0,0298 selon Dulong et Petit; sa dilatation linéaire, entre 0° et 100°, = 0,00146606 ou 1/682, selon

er et Laplace; moins fusible que l'argent, il ne fond
° du pyromètre de Wegdwood, ou à 1144 du pyro-
le Daniell, température qui est estimée à 1097 du
mètre à air.

il d'or de 0,^{mm} 4125 de diamètre, se rompt sous les
suivantes, aux températures indiquées, dans un temps
rié de 45" à 2' 37", selon mes expériences :

Température.	Poids.
0°	2500 grammes.
100°	2054
200°	1750

est le métal le plus malléable, le plus ductile et le plus
laminer; cependant il acquiert assez d'élasticité par
ssage pour qu'on en puisse faire des ressorts; c'est à
e cette propriété et de son inaltérabilité qu'on l'a em-
our faire ceux des clefs des flûtes et des hautbois.

ande extensibilité de l'or, fait qu'il donne les exem-
plus remarquables de l'excessive divisibilité de la ma-
éaumur couvrit un lingot d'argent avec 1/360^e de son
'or et en fit un fil, dont 1 toise (env. 2 mètres) ne
u'un grain (env. 0, gr. 05). Ce fil fut ensuite laminé
gé d'un quart. Dans cet état on n'apercevait pas la
e discontinuité dans la couche d'or, dont l'épaisseur
être évaluée à 12/1,000,000^e de pouce.

battu entre deux morceaux de baudruche peut être
en feuilles excessivement minces : 3 grammes d'or
ainsi une lame de 2 mètres carrés de surface, et dont
ur moyenne n'est que de 765 dix-millionièmes de
tre ; c'est-à-dire qu'il faut superposer plus de 13,000 de
les pour produire 1 millimètre de hauteur.

n'est attaqué par l'oxygène à aucune température. Les
riques, excepté le séléniate, sont sans action sur lui.
e le dissout en présence de l'eau. L'eau régale le dis-
si avec une grande facilité.

upart des métaux s'unit à l'or et lui fait perdre sa
lité; aussi est-il de la plus haute importance pour le
d'éviter que des métaux étrangers se mêlent aux dé-
qui sont destinés à la refonte.

peur de l'*arsenic*, l'*antimoine* et le *bismuth*, même en

très petite quantité, donnent une couleur grise, de la dur et de la fragilité à l'or.

Le *fer* altère la couleur de l'or et lui fait prendre une co leur grise. L'alliage résultant de leur union est malléable susceptible de durcir par la trempe. Le *nickel*, le *cobalt* et le *manganèse* donnent plus de dureté à l'or et le rendent cas si leur quantité est suffisamment élevée.

L'*or*, contenant 1/12 de *plomb*, est encore jaune; mais il e très fragile. La plus petite quantité de ce dernier métal suff pour lui faire perdre sa malléabilité.

Le *cuivre* s'allie difficilement à l'or; il arrive même que ce deux métaux se séparent, lorsqu'ils sont en fusion, par la seule différence de leur poids spécifique, qui est très grande : l'or se déposant au fond du creuset. Cependant cet alliage e employé pour faire la monnaie en France. Il possède la couleu de l'or; mais on peut la rendre plus vive en le chauffant dan un mélange de *sel marin*, de *nitre* et de *borax* pulvérisés; l cuivre est attaqué et l'or demeure alors avec tout son éclat qu est réellement rendu plus vif par ce mélange.

L'*argent* s'allie très facilement à l'or et le décolore d'une manière sensible, lors même qu'il est en très petite quantité cet alliage existe dans la nature. Les minéralogistes lui don nent le nom d'*électrum*. Ces deux métaux s'y trouvent en pro portion très variable, et peuvent même cristalliser ensemble parce qu'ils sont isomorphes. L'alliage d'argent et d'or est très malléable, il a été employé pour faire la monnaie d'or fran çaise antérieurement à 1825. On l'a remplacé aujourd'hui pa un alliage de cuivre et d'or.

Le *mercure* s'unit à l'or avec une facilité extrême et form un amalgame blanc. L'action du mercure sur l'or est si rapi et si facile que les personnes soumises à un traitement mercuri par les frictions avec l'onguent de mercure ont presque toujou leurs bijoux et leur monnaie d'or blanchis par ce métal. L chimistes ne portent jamais d'anneaux d'or aux doigts, par qu'ils ont souvent besoin de plonger leurs mains dans le mer cure.

M. Berzélius fait remarquer que l'amalgame d'or cristall en prismes à 4 pans.

L'amalgame d'or est employé pour dorer sur cuivre et s argent. L'emploi de cet amalgame entraîne de graves incon

our la santé des ouvriers qui l'emploient, à cause des mercurielles auxquelles ils se trouvent soumis. Aussi :e-t-on, autant que possible, la dorure au mercure ou comme on le dit dans les arts, par la dorure galva-

de platine rend l'or presque aussi pâle que l'argent :ruire sa malléabilité et diminue sa fusibilité.

Alliage des monnaies d'or françaises.

Or	0,900
Cuivre	0,100

tolérance de 0,002 en dessus et en dessous de ce titre ordée.

Alliage des médailles d'or.

Or	0,916
Cuivre	0,084

tolérance de 0,001 en dessus et de 0,002 en dessous de est permise.

les bijoux d'or dits au titre de Paris, ou à 18 karats = 18/24 = 3/4.

Or	0,747 à 0,750
Cuivre	0,253 à 0,250

: *alliages suivans sont autorisés, mais avec des marques particulières.*

	I.		II.
Or	0,920	et	0,840
Cuivre	0,080	et	0,160

ifficulté d'allier le cuivre à l'or fait que l'on n'obtient médiatement un alliage malléable et que l'on est obligé : plusieurs fontes successives. M. Chaudet (1) indique la ation d'un alliage contenant 0,01 de cuivre seulement, étant très propre à donner un alliage ductile à 0,750 ne ou deux fusions, en tenant compte, bien entendu, tième d'or contenu dans l'alliage préparé d'avance.

Art de l'essayeur, p. 377.

Alliage pour souder l'or à 0,750 ou 18 karats.

Or	à 0,750	4
Cuivre		1
Argent		1

Cet alliage, une fois formé, contient la moitié de son p d'or, soit 0,500, le tiers de son poids de cuivre, soit 0,3 le sixième de son poids d'argent, soit 0,166. Pour le pré on fond d'abord l'alliage d'or, on y ajoute le cuivre réd lames minces, puis l'argent; quand ce dernier métal est fo on agite le bain avec une tringle de fer et l'on donne un de feu avant de le couler.

On connaît deux oxydes d'or : un oxyde Au O et u oxyde $Au O_3$. Le premier de ces oxydes est presque indif ou plutôt neutre même; le second oxyde joue le rôle ati aux acides et peut, dans le système actuel de nomencla porter le nom d'*acide aurique* que j'adopterai dans le co de cet article.

ÉQUI-OXYDE AURIQUE. — *Protoxyde d'or, oxyde au* Berz. Au O. La plupart des chimistes ont décrit cet comme étant sous forme d'une poudre verte instable, transforme spontanément en or métallique et en acid rique : $3\,Au\,O = 2\,Au + Au\,O_3$. Selon M. L. Figuier, fait un travail récent sur l'or (1), cet oxyde serait d'un très foncé, presque noir, à l'état d'hydrate. Ce dernie duit, caractérisé par cette couleur, est décomposé par l leur à la température de + 250° en or et en oxygène. Il dissout point dans l'eau; le chlorure hydrique le trans en or métallique et en trichlorure d'or, en donnant naiss de l'eau : $3\,(Au\,O + Cl\,H) = 2\,Au + Au\,Cl_3 + 3\,H$ réaction est lente à froid, mais rapide à chaud. L'eau dissout cet oxyde. Les sulfates, azotate et acétate hydr sont sans action sur lui, l'oxyde hydro-potassique ne sout qu'à l'état naissant; l'ammoniaque le convertit

(1) *Ann. de Ch. et de Phys.* 3e série, t. II, p. 336.

oduit fulminant, d'une couleur violette et différant par con-
quent de l'*or fulminant* qui est jaune. M. Figuier ajoute que
oxyde est beaucoup plus stable que le produit de couleur
rte, dont il a été question précédemment.

Pour préparer l'équi-oxyde d'or, il faut chauffer l'acide chlor-
rique à + 150° jusqu'à ce qu'il ne perde plus de chlore. Le
idu de cette dessiccation, mis en contact avec de l'hydrate
tassique dissous, donne un précipité que l'on recueille, que
n lave par décantation et que l'on dessèche. Comme la dis-
ution potassique retient de l'oxyde d'or, on la précipite en
saturant par l'azotate hydrique : le précipité que l'on ob-
nt est le même que le précédent et peut lui être réuni.

ACIDE AURIQUE. — *Peroxyde et trioxyde d'or, oxyde aurique*,
rz. $Au\,O_3$. Ce produit est une poudre d'un brun foncé,
i se réduit par la lumière, même diffuse, et par l'action de la
aleur. Le chlorure hydrique le dissout en donnant de l'eau
de l'acide chloraurique : $Au\,O_3 + 3\,ClH = 3\,HO + Au\,Cl_3$.
azotate hydrique le dissout en petite quantité, lorsqu'on
ère à une basse température; l'ammoniaque liquide le
nsforme en or fulminant; il se dissout d'ailleurs dans les
solutions hydro-natroïdiques. On prépare l'acide aurique
décomposant l'acide chloraurique par l'oxyde magnésique
agnésie calcinée): il se fait du chlorure magnésique et de
cide aurique : $Au\,Cl_3 + 3\,MaO = Au\,O_3 + 3\,ClMa$. Le
lorure magnésique, qui se dissout dans l'eau, est enlevé
r des lavages; l'excès d'oxyde magnésique est dissous par
zotate hydrique et le produit est lavé de nouveau.

Les *aurates* sont à peine connus; les chloraurates le sont
aucoup plus.

Il existe des composés d'or avec le soufre qui correspondent
x composés oxygénés. Le *sulfure aurique* $Au\,S$ est une poudre
ire et s'obtient en faisant passer un courant de sulfure hydri-
e dans une dissolution *bouillante* d'acide chloraurique. L'*a-
le sulfaurique* s'obtient de la même manière et avec les mêmes
oduits en opérant à froid. Ce produit se dissout dans les
lfures alcalins et dans les hydroxydes natroïdiques; mais,
ns ce dernier cas, il est réduit en partie, en donnant de
r métallique, et probablement un *sulfaurate* et quelque pro-
it oxygéné.

CLORURE AURIQUE. — *Protochlorure d'or, chlorure aureux*, Berz. Au Cl. Ce composé est pulvérulent et d'un blanc jaunâtre. Il est insoluble dans l'eau qui le décompose en acide chloraurique qui se dissout, et en or qui se précipite. On l'obtient en chauffant l'acide chloraurique jusqu'à + 150° tant qu'il abandonne du chlore.

ACIDE CHLORAURIQUE. — *Perchlorure d'or, trichlorure d'or*, Th., *oxyde aurique*, Berz. Composé cristallisable, d'une couleur rouge de rubis, soluble dans l'eau et déliquescent, décomposable par la lumière et par la chaleur, qui le fait d'abord passer à l'état de chlorure, puis à l'état d'or, en chassant le chlore qu'il contient. L'oxyde hydro-potassique fait naître un précipité d'*aurate hydrique* dans la dissolution de l'acide chloraurique, lorsqu'on l'ajoute par petites portions; un excès de la dissolution redissout le précipité, aussi, en versant l'acide dans la dissolution natroïdique, il ne se forme point de précipité. L'ammoniaque donne immédiatement naissance à un précipité d'*or fulminant*. Les chlorures stanniques le transforment en *pourpre de Cassius*. L'éther hydrique le dissout et forme une liqueur jaune, qui est employée pour dorer l'acier poli. Il se combine facilement aux chlorures et donne ainsi des composés cristallisables dont plusieurs sont usités en médecine. Ils sont généralement d'une couleur jaune.

CHLORAURATE HYDRIQUE. — *Sel d'or, hydrochlorate ou chlorhydrate de chlorure d'or*, Au Cl_4 H. Ce composé est jaune et cristallisable; on l'obtient très facilement en dissolvant l'or dans l'eau régale et soumettant la liqueur à la cristallisation. Si on chauffe trop fortement la dissolution, elle perd du chlorure hydrique et devient de l'acide chloraurique.

CHLORAURATE POTASSIQUE.— *Chlorure d'or et de potassium, chlorure aurico-potassique*, Berz. Au Cl_4 K.... 5 HO. Ce composé est en cristaux jaunes qui, à + 100°, perdent toute l'eau qu'ils renferment. Lorsqu'on le chauffe plus fortement, il abandonne du chlore et laisse définitivement un mélange d'or et de chlorure potassique. On le prépare en faisant cristalliser ensemble l'acide chloraurique et le chlorure potassique. Pour opérer convenablement on prend des quantités proportionnelles d'or et de chlorure potassique, on dissout le métal dans l'eau régale et l'on y joint le sel potassique.

CHLORAURATE AMMONIQUE.—*Chlorure d'or et d'ammoniaque*,

ure aurico-ammonique. Au Cl_4 Am... 2 HO. Ce sel
llise en prismes aiguillés, transparens; mais il devient
ue quand on l'expose à l'air ou qu'on l'agite. Il est soluble
l'eau et dans l'alcool. On le prépare comme le sel précé-
, en remplaçant le chlorure potassique par le chlorure
onique.

LORAURATE SODIQUE. — *Chlorure d'or et de sodium, chlo-
urico-sodique*, Berz. Ce sel cristallise très facilement en
es à quatre pans. Il est moins altérable que les précédens.
qu'on le chauffe, il fond et se décompose. On le prépare
ne ces derniers en employant le chlorure sodique.
s chloraurates sont employés en médecine dans le traite-
des maladies syphilitiques.

FULMINANT. — L'or fulminant est une poudre jaune, très
e, que l'on obtient en faisant macérer l'acide aurique
l'ammoniaque ou bien en versant de l'acide chloraurique
la même substance. Cette poudre détone violemment
u'on la chauffe à une température un peu supérieure à
; elle détone aussi par une forte percussion. L'analyse de
rps présente de grandes difficultés à cause du danger que
court en le maniant; aussi, les chimistes ne sont-ils point
ord sur sa composition, et, encore moins, sur sa consti-
n. Il contient environ 0,75 d'or, et pour 1 équivalent de
étal, il y en a 2 d'azote. M. Dumas pense qu'il est formé
ture d'or uni à l'ammoniaque et à l'eau; M. Berzélius
que c'est un aurate ammonique hydraté. Comme on ne
ait jamais la constitution absolue d'un corps, quand même
analyse quantitative ne laisse rien à désirer, il est sans
e plus qu'inutile de rechercher la constitution d'un corps
la composition est incertaine. Pourtant, comme il existe
aurates et que 1 équivalent d'acide aurique exige 2 équi-
s d'ammoniaque pour donner l'or fulminant, il peut pa-
e problable que ce produit est un auramidate ammonique
se produit par la réaction suivante : $Au O_3 + 2 Az H_3 =$

O_3 Ad Am; les auramidates appartiennent au même type
les aurates, par 1 équivalent d'amidogène qui remplace
uivalent d'oxygène, ainsi que cette dernière formule l'in-
e. Quand on emploie l'acide chloraurique dans la prépa-
on de l'or fulminant, il est évident que l'eau intervient
la réaction et qu'elle est décomposée : c'est donc par des

réactions simultanées que ce produit se forme. Si, en ver verser l'acide chloraurique dans l'ammoniaque, on ver ci, dans l'acide chloraurique dissous et que l'on ne l'e point en excès, on obtient un autre produit fulminant, foncé en couleur. Ce produit exige une température plu vée que le précédent pour détoner et le fait avec moins d lence. Chauffé pendant quelques heures à une tempé de + 100°, il devient très dangereux à manier; mais c progressivement, à partir de 130°, il subit une décompo complète sans détoner et ne laisse que de l'or pour r Lorsqu'on le mêle avec de l'acide silicique pulvérulent et le distille dans une cornue, il se décompose sans fulmi donne pour produits volatils, de l'azote, du chlorure hy et de la vapeur d'eau, tandis que de l'or réduit reste vase. Selon M. Dumas ce produit contient 0,730 d'or, de chlore, 0,0988 d'azote. Cette composition qui ne pas nettement définie donne, comme une approxi très probable, un triple auramidate, chloramm

$\left\{\begin{matrix} 2\,(Au\ \overline{O_3\ Ad}\ Am) \\ Au\ \overline{O_3\ Cl}\ Am \end{matrix}\right\}$ il est évident que cette formule blable à la précédente; mais qu'elle en est le triple.

L'or fulminant chloré résulterait de la réaction suiva

$$3\,Au\,Cl_3 + 13\,Az\,H_3 + 11\,HO = \left\{\begin{matrix} 2\,(Au\ \overline{O_3\ Ad}\ Am) \\ Au\ \overline{O_3\ Cl}\ Am \end{matrix}\right\} + 8\,(Cl\,Am)$$

Les ors fulminans ne doivent point renfermer d'ea formée comme on l'a avancé; car, loin de là, l'eau n'es produit de leur destruction, et c'est sa tendance à naissance qui doit être une des principales causes qui l fulminans.

POURPRE DE CASSIUS.—*Stannate aurique* $3\,(Sn\,O_2)\,Au\,O$ Figuier ($An\,Sn_3\,O_6\,Au$?). Le pourpre de Cassius poudre d'une couleur pourpre très foncée, qui est em pour teindre les émaux et le verre, en pourpre et en r composition a donné lieu à une foule de recherches chi et ce n'est que dans ces derniers temps que l'on est pa la déterminer d'une manière convenable. Cependant, il est bien démontré qu'il existe des pourpres de comp différente, il est possible que ces pourpres, qui peuvent

e en même temps, se trouvent mêlés ensemble, et on prend qu'il doit résulter de là des produits dont l'analyse, que bien faite qu'elle soit, ne puisse conduire à aucun ré- t théorique. Il faut ajouter à cette observation que l'or même quelquefois être réduit à l'état métallique par la ence d'un excès de chorure stannique qui est employé dans réparation de ce produit, comme cela paraît être arrivé préparant des pourpres qui ont été analysés par Ober- pf, qui a trouvé qu'ils renfermaient 0,40 à 0,79 d'or; pro- ions qui dépassent de beaucoup celle de 0,28 que ces pro- s contiennent quand ils sont préparés convenablement.

e pourpre de Cassius est soluble dans l'ammoniaque li- le et ne cède point d'or au mercure; il résulte de là que bien évidemment un produit particulier. M. L. Fi- r, ayant obtenu un protoxyde d'or d'une couleur pour- très foncée, en a conclu que le pourpre de Cassius devait un stannate aurique, attendu que les sels ont générale- t la couleur des oxydes que l'on suppose qu'ils contien- (1). Il résulterait de cette opinion que le pourpre de ius aurait la formule indiquée en tête de cet article.

n prépare le pourpre de Cassius en ajoutant l'une à l'autre dissolution d'acide chloraurique et une dissolution con- nt un mélange de chlorure stannique et d'acide chloro- nique. Pour bien réussir, il est convenable d'ajouter du rure sodique à la dissolution; cette addition fait que le duit se forme et se dépose plus rapidement. Quelques chi- es pensent que le chlorure sodique n'exerce qu'une ac- mécanique; mais si cela était, comme il augmente le

---

) M. L. Figuier fait encore observer qu'en traitant le pourpre de Cassius par lorure hydrique dissous on obtient de l'acide chlorostannique, jamais de chlo- tannique et qu'il ne reste que de l'or métallique. M. Figuier conclut de ces faits ils sont la preuve que tout l'étain y est à l'état d'acide stannique.

assius qu'il reste du chlore libre dans la liqueur, ce qui n'est pas possible en ence de l'or, cela est une preuve au contraire qu'il y a de l'oxyde stannique dans le posé, ou plutôt qu'il a pour composition $Sn_3 O_6 Au$ et non $3 (Sn O_2)$, $Au O =$ $O_3 Au$; car ce dernier composé, traité par le chlorure hydrique, doit donner : $O_3 Au + 7 Cl H = 3 (Sn Cl_2) + 7 H O + Cl Au$ ou $Cl Au 1/3 + Au 2/3$. Si la ion a été bien observée, et s'il ne reste point un tiers de l'or en dissolution, le pre de Cassius a pour formule $Sn_3 O_6 Au$, qui donne par le chlorure hydrique: $O_6 Au + 6 Cl H = 3 (Sn Cl_2) + 6 H O + Au$. La formule $Sn_3 O_6 Au$ pourrait transposée en celle-ci $Au O_3$, 3 Sn O ou en 2 $(Sn O_2)$ Sn O, Au O.

poids spécifique de la liqueur, il devrait retarder la préci
tion du produit. Il est évident que le chlorure sodique
s'unir immédiatement aux chloracides aurique et stan
et que le produit sodique, une fois formé, réagit plus n
ment que les acides libres ou simplement unis aux élém
l'eau. L'acide chlorostannique seul ne donne point de pou
de Cassius avec l'acide chloraurique; le chlorure stan
seul réduit l'or à l'état métallique, surtout si l'on verse le
ment l'acide chloraurique dans la dissolution en l'agitant
stamment.

Si l'on verse la dissolution d'or dans le mélange des d
chlorures stanniques, on est exposé à obtenir un pou
mélangé d'or; si l'on fait le contraire, on obtient un pro
exempt d'or métallique.

Si le pourpre de Cassius était $Sn_3 O_6 Au$, la théorie ind
qu'on pourrait l'obtenir avec le chlorure stannique seul; e
aurait : $Au Cl_3 + 3 SnCl + 6 HO = Sn_3 O_6 Au + 6 C$

Si le pourpre de Cassius est réellement un stannate ano
la théorie indique qu'il faut employer 2 équivalens de chl
stannique contre 1 d'acide chlorostannique et 1 d'acide ch
aurique; car cela donne : $SnCl_2 + 2 (SnCl) + AuCl_3$
$7 HO. = Sn_3 O_7 Au + 7 Cl H$. On réussirait donc le m
possible en en prenant 3 équivalens d'étain contre un d'or,
faisant passer 2 équivalens du premier métal à l'état de c
rure, 1 équivalent à l'état d'acide chlorostannique, en
langeant les deux produits et en y ajoutant de l'acide chlo
rique préparé avec une proportion d'or.

Le précipité est recueilli sur un filtre, lavé et desséché.

Extraction de l'or.

L'or existe généralement à l'état libre dans la nature. S
vent il est allié à l'argent. Il se rencontre dans le sable du lit
fleuves ou des torrens anciens et modernes; il existe dans
pyrites et dans des limonites provenant de la décompos
de ces pyrites; on pense même que sa présence, déterm
une action électrique, a été pour beaucoup dans la destruc
des pyrites, sous l'influence combinée de l'air et de l'e
existe encore dans quelques autres espèces minérales,
que la chalkopyrite, les sulfoarséniures de fer, de cobalt,

alène, dans la blende. On le trouve encore, mais à l'état de binaison, dans plusieurs espèces tellurifères de Nagy-Ag Transylvanie.

'Afrique est riche en sables aurifères. L'or de l'Amérique sud, qui est le plus abondant, vient principalement des ites aurifères. La Sibérie fournit maintenant beaucoup r. La France en fournit à peine; cependant elle possède mine d'or natif à la Gardette, dans le département de re; mais cet or est dans un filon de quarz dont l'exploita- est trop dispendieuse pour offrir des avantages. Plusieurs es fleuves, tels que le Rhône, la Garonne, l'Hérault, etc., rient des paillettes d'or et donnent lieu à quelques exploi- ons presque insignifiantes.

orsque l'or est libre, sa malléabilité et sa grande densité mettent de le séparer presque entièrement des matières l'accompagnent, par le broiement et des lavages. On peut ever de le séparer de ces matières par l'*amalgamation*; on t aussi l'allier au plomb, soit par la *fusion directe*, soit par la *ation* lorsqu'il est allié au cuivre, et par la *coupellation*, doit nécessairement terminer ces opérations: l'or, moins rable que l'argent, demeure libre ou uni avec ce dernier al.

a séparation de l'or et de l'argent exige des procédés tout- it spéciaux. Dans les essais monétaires ou pour la *garantie commerce*, pour séparer l'or et le doser exactement, on fait sorte que l'alliage contienne environ 3 parties d'argent tre une d'or. Cet alliage est laminé, roulé en cornet et traité bord par de l'azotate hydrique dilué à 22° de l'aréomètre de aumé, puis traité définitivement par de l'azotate à 32° afin nlever les dernières parcelles d'argent. L'or conserve la rme donnée à l'alliage; il suffit alors de le laver, de le sé- er et de le peser. Cette opération est faite commodément ans *un matras d'essayeur* et on lui donne le nom d'*inquarta- on*. Du poids de l'alliage à analyser et de celui de l'or que l'on extrait, il est facile de conclure par une simple *différence*, quantité d'argent qu'il contenait.

Le procédé de l'inquartation serait trop dispendieux pour re pratiqué en grand. Depuis une quinzaine d'années on a atiqué l'*affinage* de l'or par une méthode qui lui ressemble aucoup, et qui a l'avantage de donner aussi l'argent à l'é-

tat métallique. Ce procédé a été d'abord employé à l'affinage des écus de 6 livres, qui contenaient de l'or en quantité assez notable pour que l'on pût l'en extraire.

L'alliage à affiner contenant de l'or, de l'argent et du cuivre est traité à chaud par le sulfate monohydrique jusqu'à ce que ces deux derniers métaux soient dissous; l'or demeure en poudre, que l'on recueille par la décantation et des lavages. L'argent contenu dans la liqueur est précipité par une quantité proportionnelle de cuivre et tout ce métal passe à l'état de sulfate, que l'on fait cristalliser pour le livrer au commerce. Ce sulfate est généralement pur et d'une excellente qualité. Les produits de cet affinage, facile à exécuter, sont donc de l'*or* et de l'*argent métalliques* et du *sulfate cuprique*. On obtient aussi des résidus de *sulfate hydrique* impur qui peut être employé dans d'autres opérations.

Caractères des dissolutions d'or.

Les composés d'or dissous, que l'on peut avoir à reconnaître, ne sont généralement que l'acide chloraurique et les composés qu'il forme, ou les produits correspondans. Ces produits sont généralement d'une nuance jaune ou rouge. Appliqués sur la peau, ils la teignent en pourpre et la teinte ne disparaît que par l'épiderme.

Les caractères généraux de ces sortes de composés sont de précipiter en noir le sulfure hydrique, de donner un dépôt d'or métallique par les corps avides d'oxygènes, tels que le *sulfate ferrique* (V. p. 58 de ce vol.), l'*oxalate trihydrique*, le *formiate hydrique*, le *chlorure stannique*, etc.

L'acide *chloraurique* et le *chloraurate* hydrique ne précipitent point immédiatement ni par les *oxydes hydropotassique* ou *hydrosodique*, ni par les *carbonates potassique* et *sodique;* mais ils donnent immédiatement un précipité jaune, insoluble, d'*or fulminant*, par l'*ammoniaque liquide*.

Le *zinc*, le *fer*, le *cuivre* et le *mercure* précipitent l'or à l'état métallique,

XIII^e ORDRE.

PLATINOÏDES.

Platinides.

Platine, Palladium, Iridium, Ruthénium.

Osmides.

Osmium, Rhodium.

corps élémentaires formaient le groupe des platinoïdes, M. Claus de Ka- nt de leur ajouter le ruthénium qu'il a étudié tout récemment. Ces sentent cela de remarquable qu'on les trouve tous réunis ensemble dans ins meubles où ils sont souvent accompagnés par du fer oxydulé, de la des zircons, quelquefois des corindons, des diamans et de l'or natif. L'iri- té récemment trouvé libre en petites paillettes dans les minerais de Si- mium et l'iridium forment une autre espèce nommée *iridosmine* par les gistes, le palladium existe quelquefois libre ; enfin tous les platinoïdes se réunis dans le minerai de platine proprement dit.

les platinoïdes sont chroïcolytes; mais ils sont plus ou moins blancs, lors- nt dégagés de tout état de combinaison. Ils jouissent tous de la propriété de r surtout en s'unissant aux chloroïdes. Ils sont divisés en deux groupes : *ides* et les *osmides*.

latinoïdes paraissent avoir des rapports réels avec le carbone ; cela est dé- par les composés qu'ils forment : $\Pi\tau\,R$ et $\Pi\tau\,R_2$, qui correspondent à R_2. Le platine jouit aussi de plusieurs propriétés remarquables apparte- carbone : à l'état de division extrême, il condense les gaz et détermine ions chimiques toutes particulières; il peut aussi faire partie de plusieurs où il perd ses caractères ordinaires et paraît jouer le même rôle que le , ainsi que cela peut être observé dans quelques bases platinées.

latinoïdes peuvent, jusqu'à un certain point, être considérés comme divers e condensation du carbone, et paraissent être à l'égard de ce corps, ce que carbures hydriques sont les uns à l'égard des autres.

PLATINIDES.

Platine, Palladium, Iridium, Ruthénium.

oupe est caractérisé par l'existence de deux composés principaux : AR et deuxième groupe de ces composés est généralement acide, c'est-à-dire oit directement aux produits basiques du même ordre pour former des com- lns ; le premier groupe est représenté par des produits presque neutres.

PLATINE.

Or blanc. — Platina del Pinto.

Pt = 1233 = 1 mol. phys.

Le platine est connu en Europe depuis 1741, où il fut introduit par un Anglais nommé Wood. On l'a trouvé pour la première fois dans le sable aurifère du fleuve Pinto. Son nom est un diminutif de *Plata* qui est celui de l'argent en espagnol.

Le platine existe sous des aspects très variés, ou en poudre noire, ou en masse spongieuse d'une couleur grise terne, ou en masses compactes, ayant une couleur blanche tirant un peu sur le gris, avec éclat métallique. Le platine métallique a un poids spécifique qui varie de 21 à 21, 74, selon qu'il a été recuit ou forgé. Il est mou, peu élastique, lors même qu'il a été écroui. La ténacité du platine varie par l'écrouissage, mais beaucoup moins que celle du fer. Voici une série de résultats que j'ai obtenus :

Fil de platine écroui de $0,^{mm}1275$ de diamètre se rompt par une charge de $1,^{k}563$.

Le même après le recuit, de 0. 19000 *id.* *id.* $1,^{k}021$.

Un fil de platine recuit, de $0,^{mm}41$ de diamètre a donné les résultats suivans dans un temps qui a varié de 1'19" à 2'4".

Température.	Poids.
0°,	3k040
100°,	2,696
200°,	2,392

La *chaleur spécifique* du platine varie aussi selon qu'il est *mousse* ou *laminé*, selon M. Ragnault : celle du premier est de 0,03293; celle du second est de 0,03243.

Selon Dulong et Petit, la *chaleur spécifique* du platine est de 0,0335 de 0° à + 100°, et de 0,0355 de 0° à + 300. Par la méthode du refroidissement, ces savans l'ont trouvé de 0,031. Les mêmes savans ont encore trouvé que la *dilatation moyenne absolue* du platine était de 1/37700 entre 0° et + 100°, et

1/36300 entre 0°, et + 300°, indiqués par le thermomètre à air.

Lavoisier et Laplace ont trouvé que le platine se dilatait linéairement de 1/1167 entre 0° et + 100. Troughton a trouvé 1/1008 qui diffère notablement du résultat précédent. Il est d'ailleurs bien évident que le coëfficient de dilatation du platine recuit doit être fort différent de celui du platine écroui, et qu'il en est de même pour tous les métaux comparés dans ces deux circonstances.

Le platine est infusible dans nos meilleures forges, mais il fond facilement dans une flamme alimentée par le gaz oxygène. Il semble alors brûler et lance des étincelles comme le fer; mais elles sont moins vives.

Lorsqu'on chauffe fortement le platine, il se ramollit jusqu'au point de se souder avec lui-même et l'on profite de cette propriété pour le travailler.

Le platine résiste à l'action d'un grand nombre d'agens chimiques; à froid, il n'est attaqué d'une manière bien sensible que par l'eau régale; à une température élevée, il est attaqué par une foule de corps, principalement par les azotoïdes, excepté l'azote : ils s'y unissent immédiatement et le font entrer en fusion. Le plomb, le cuivre, le mercure même, l'attaquent aussi. Le bore, le silicium, les oxydes hydropotassique et lithique l'altèrent. L'action de ces divers corps sur le platine est cause qu'il faut agir avec les plus grandes précautions lorsque l'on chauffe des oxydes ou des sels métalliques dans des creusets de platine; car si ces composés étaient réduits par la flamme du fourneau, les creusets seraient attaqués.

On connaît peu d'alliages de platine; cependant il en est un fort remarquable parce qu'il imite l'or et qu'il est peu altérable. Voici sa composition :

Cuivre	16
Platine	7
Zinc	1

Fondre ensemble le cuivre et le platine, retirer l'alliage du feu et y ajouter le zinc en brassant bien. Cet alliage est très ductile et très malléable lorsqu'il ne contient point de fer. 1/2000 de ce métal suffit pour diminuer très sensiblement sa malléabilité.

Platine en éponge. — Le platine en éponge ou l'éponge de platine est du platine en masse poreuse, grise, sans éclat métallique. Dans cet état, le platine absorbe et condense les gaz avec une grande énergie, et donne quelquefois lieu à des réactions chimiques très remarquables. M. Dœbereiner a vu récemment que, sous l'influence des oxydes natroïdiques et de l'air, il détruisait l'alcool et l'esprit de bois sur lesquels il serait sans action, sans la présence de ces oxydes. (V. t. 1, p. 197). Il est employé pour enflammer l'hydrogène au contact de l'air et pour former ainsi le briquet à gaz. On prépare l'éponge de platine en chauffant le chloroplatinate ammonique jusqu'à ce qu'il ne donne plus de vapeurs; le résidu fixe est le produit cherché. Il faut éviter d'élever la température au-delà du rouge sombre parce que le platine se ramollit, se resserre sur lui-même et devient plus compacte en perdant de ses propriétés.

Noir de platine. — Le platine très divisé, obtenu par des réactions chimiques, et non par une action mécanique, est sous forme d'une poudre noire. Cette poudre jouit de quelques propriétés très remarquables au point de vue de la catalytie; elle fait naître des actions chimiques, souvent avec une grande énergie, sans entrer aucunement en combinaison : rien que par son seul contact, elle peut déterminer l'inflammation de la vapeur d'alcool au contact de l'air; dans les mêmes circonstances, elle transforme l'alcool en acide acétique par une réaction plus lente, mais non moins remarquable. Sous l'influence des oxydes hydro-natroïdiques, elle convertit en acide carbonique et en eau toutes les espèces de sucres fermentescibles. En général, le noir de platine condense les gaz et agit comme le charbon; c'est l'énergie de sa force attractive qui détermine ces effets remarquables. En le chauffant à la température rouge, il prend l'aspect métallique et perd une grande partie de son énergie catalytique. Le noir de platine est au platine blanc et ordinaire, ce que le noir de fumée est au charbon métallique; ils diffèrent par leur mode de condensation et peut-être par une véritable isomérie.

Selon M. Liébig on obtient du noir de platine, très énergique, en ajoutant du chlorure platinique (Cl Pt) à une dissolution bouillante d'oxyde hydropotassique et y versant ensuite de l'alcool par petites quantités. Il se fait une vive effervescence due à un dégagement de gaz carbonique, et l'on cesse d'ajou-

ter de l'alcool lorsqu'il ne donne plus lieu à cette effervescence.

En précipitant le platine par le zinc, on l'obtient aussi dans un très grand état de division et possédant des propriétés catalytiques très énergiques.

Il existe deux combinaisons bien déterminées d'oxygène et de platine : l'*oxyde platinique* Pt O et l'*acide platinique* $Pt O_2$.

L'oxyde platinique est une poudre noire, destructible par la chaleur, que l'on connaît principalement à l'état d'hydrate; il se décompose lorsqu'on le chauffe pour en chasser l'eau. On l'obtient en faisant macérer le chlorure platinique dans une dissolution d'oxyde hydropotassique. Une partie de l'oxyde platinique se dissout dans la liqueur et lui communique une couleur verte, très foncée; on l'en précipite par le sulfate hydrique dilué.

Si l'on remplace l'oxyde hydropotassique par le sulfure des mêmes élémens, on obtient un sulfure platinique Pt S; le même sulfure se produit à l'état anhydre en distillant ensemble un mélange de chloroplatinate ammonique et de soufre.

L'*acide platinique* est encore une poudre noire peu connue qui s'unit aux bases et aux acides. Mis en présence de l'ammoniaque, il donne naissance à une poudre fulminante, indestructible par l'hydrate sodique et dans laquelle l'ammoniaque est probablement passée à l'état d'amide. On obtient le platinate hydrique en ajoutant de l'oxyde hydro-sodique à une dissolution d'azotate hémiplatinique; mais on n'obtient ainsi que la moitié du platine dans cet état de combinaison, le reste formerait un *sous-sel*. En chauffant le platinate hydrique, on obtient l'acide platinique libre; en chauffant davantage, l'oxygène se dégage et il ne reste que du platine.

Il existe un acide sulfoplatinique $Pt S_2$; mais ce composé est peu stable, on l'obtient en faisant réagir le sulfure hydrique sur le chloroplatinate sodique.

CHLORURE PLATINIQUE. — *Protochlorure de platine, chlorure platineux*, Berz. Pt Cl. Ce chlorure présente l'aspect d'une poudre noire; il résiste au rouge sombre sans se détruire; il est cependant décomposé à une température plus élevée. Il est insoluble dans l'eau, mais il se dissout par l'addition de l'acide chloroplatinique; dans ce cas, il donne une liqueur qui précipite en jaune par le chlorure potassique ou ammonique en formant un chloroplatinate; il se dissout

encore dans le chlorure hydrique aqueux en formant sans doute un chlorure hydroplatinique. Il forme ainsi une liqueur rouge, très foncée, qui précipite en noir par la potasse et qui est décomposée par une température suffisamment élevée. M. Magnus a observé, qu'en ajoutant de l'ammoniaque au chlorure hydroplatinique, il se formait un précipité vert, cristallin, dont la composition peut être représentée par celle du chlorure platinique et celle de l'ammoniaque $Pt\,Cl, Az\,H_3$. Ce produit est insoluble dans l'eau, l'alcool et le chlorure hydrique; il n'est pas même altéré dans une dissolution bouillante d'oxyde hydro-potassique. Sa découverte a été l'origine d'une foule de produits platiniques, dignes du plus vif intérêt. Il en sera question incessamment, en parlant des bases de M. Gros et de M. Raiset. On connaît un autre produit cristallin et d'une belle couleur jaune, qui est isomère avec le précédent. Ce produit s'obtient dans des circonstances qui seront aussi bientôt indiquées.

Les produits vert et jaune, dont il vient d'être question, peuvent être formulés de plusieurs manières différentes; mais il serait impossible de dire aujourd'hui si ces formules représentent réellement la constitution de ces corps, et, à plus forte raison, auquel des deux appartient une formule déterminée; cependant, comme on le verra par la suite, il est probable que le produit vert est le produit libre, et que le produit jaune est le produit combiné, au moins est-ce lui que l'on obtient en détruisant les composés formés par le produit vert.

Ces composés peuvent être :

Un chloramidure platinhydrique $\left\{\begin{matrix} Cl\,Pt \\ Ad\,H \end{matrix}\right.$

En faisant entrer le platine dans la constitution de l'ammonium $Az\,\overline{H_3\,Pt}$ ∞ Am. Ces composés deviennent comparables au chlorure ammonique.

$$Cl\ Az\overline{H_3\,Pt}.$$

Cette hypothèse conduit à admettre un platinammonium.

On verra bientôt qu'il existe d'autres composés, correspondant au produit de M. Magnus et que ces composés permettent d'adopter ce dernier point de vue.

Le chlorure platinique s'unit à la plupart des équichlorures et forme ainsi des composés bien définis. On l'obtient en chauffant l'acide chloroplatinique à la température où l'étain entre en fusion. Cet acide perd la moitié du chlore qu'il contient et il ne reste que le chlorure platinique.

ACIDE CHLOROPLATINIQUE. — *Bichlorure de platine*, Th. *Chlorure platinique*, Berz. $PtCl_2$. L'acide chloroplatinique peut être obtenu à l'état solide, il est alors amorphe et brun foncé; lorsqu'il est hydraté, il est rouge. Dans les laboratoires de chimie, on l'a généralement à l'état liquide; dans ce cas il est coloré en jaune foncé quand il est pur, et en jaune rouge quand il contient de l'iridium ou du chloroplatinate platinique, soit du sesqui-chlorure platinique Pt_2Cl_3. Ajouté à la dissolution de sels potassiques ou ammoniques, il y fait naître des précipités jaunes de chloroplatinate potassique ou ammonique. L'iodure potassique lui fait prendre une couleur rouge excessivement foncée, et il peut alors colorer une grande masse d'eau sans qu'il se forme de précipité. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

On obtient l'acide chloroplatinique en dissolvant du platine pur dans l'eau régale, en évaporant la liqueur pour chasser les matières volatiles, telles que le chlorure hydrique et l'eau, et le redissolvant ensuite dans l'eau distillée. Si l'on poussait l'évaporation trop loin ou plutôt si l'on chauffait trop fortement, on obtiendrait le sesquichlorure platinique dont la dissolution est d'un rouge très foncé.

CHLOROPLATINATE POTASSIQUE. — *Chlorure de platine et de potassium, chlorure platinico-potassique*, Berz. $PtCl_3K = PCl_2, KCl$. Ce composé est jaune, pulvérulent ou cristallisé en octaèdres qui paraissent réguliers. Il est insoluble dans l'alcool, un peu soluble dans l'eau froide, et plus soluble dans l'eau bouillante. Il se forme lorsque l'on ajoute de l'acide chloroplatinique dissous à une dissolution concentrée de chlorure-potassique : il se précipite ; le précipité est lavé avec de l'alcool et séché.

CHLOROPLATINATE AMMONIQUE. — *Chlorure de platine ammoniacal, chlorure platinico-ammonique*, Berz. $PtCl_3Am = PtCl_2, AmCl$. Ce composé ressemble beaucoup au précédent et est isomorphe avec lui. Il se prépare aussi de la même manière, en remplaçant le chlorure potassique par le chlorure ammonique. Lorsqu'on le chauffe, il abandonne tout ce qui est étranger au platine, et il ne reste que ce métal sous forme spongieuse. Lorsqu'il contient de l'iridium, il est rouge; mais lorsqu'il est pur, il est d'un jaune vif.

Il existe beaucoup d'autres chloroplatinates; celui de soude contient 6 équivalens d'eau et est assez soluble; il est représenté par $PtCl_3Na$, 6 HO. Le chloroplatinate barytique contient les élémens de 4 équivalens d'eau, $PtCl_3Ba$, 4 HO. Les chloroplatinate, strontique et calcique, contiennent chacun 8 équivalens d'eau, $PtCl_3$ (Sr ou Ca) 8 HO.

M. James Gros, de Wesserling, et M. J. Reiset, de Paris, ont obtenu des combinaisons platiniques jouant exactement le rôle des oxydes métalliques; cela conduit évidemment à admettre de nouveaux métaux composés, qui auraient pu prendre chacun le rang qui lui convient; mais leur histoire se rattachant intimement à celle du platine, j'ai cru devoir la placer ici. Ces composés, n'ayant point encore reçu de noms, je les désignerai par ceux de leurs auteurs.

Les composés verts découverts par M. Magnus et les produits trouvés par M. Gros sont les types de deux séries fort remarquables; la première a été principalement étudiée par M. Reiset, qui en a découvert une troisième qui a beaucoup d'analogie avec celle de M. Gros.

COMPOSÉS DE LA SÉRIE PLATINAMMONIQUE ou $\overline{Az\,H_3}\,Pt$. En chauffant une dissolution d'iodure de platinammonium avec du sulfate ou de l'azotate argentique également dissous, M. Reiset a obtenu de nouvelles combinaisons qui peuvent être considérées l'une, comme un azotate, et l'autre, comme un sulfate : il se forme en outre de l'iodure argentique insoluble, facile à séparer.

La dissolution de ces sels est décomposée lentement par l'addition d'un équi-chlorure, hydrique ou natroïdique, et il se forme un précipité jaune ayant la même composition que le sel vert de Magnus ou $\overline{Az\,H_3}\,Pt\,Cl$. Le même produit se forme encore en faisant bouillir le composé vert dans la dissolution de l'azotate ou du sulfate ammonique; il se dépose pendant le refroidissement de la liqueur.

La série des composés, dont il est ici question, comprend encore l'hydrate, l'oxyde, l'iodure et le cyanure platinammoniques simples, dont le mode de production sera indiqué dans la deuxième série des bases platinées. On connaît donc aujourd'hui :

L'oxyde platinammonique		O	$Az H_3 Pt$.
Le chlorure	*id.*	Cl	
L'iodure	*id.*	I	
Le cyanure	*id.*	Cy	
L'azotate	*id.*	$Az O_6$	
Le sulfate	*id.*	HO, SO_4	

COMPOSÉS ÉTUDIÉS PAR M. GROS. — En traitant le produit vert de M. Magnus par l'azotate hydrique, la moitié du platine se sépare sous l'apparence d'une poudre grise en même temps qu'il se forme un produit cristallin blanc, soluble dans l'eau, qui peut être considéré comme un azotate contenant un métal composé dont la formule serait $Pt Cl Az_2 H_6$. Cet azotate pourrait donc être représenté par $Az O_6, Pt Cl Az H_6$.

Le *composé nitrique* de M. Gros cristallise en prismes aplatis. Il donne les caractères des azotates par le sulfate hydrique, et le cuivre; mis en présence de la chaux, il donne à peine l'indice de l'ammoniaque, mais une dissolution bouillante d'oxyde hydro-potassique en chasse de l'ammoniaque avec abondance. Il n'accuse point la présence du chlore par l'azotate argentique; mais, lorsqu'on le chauffe avec du carbonate sodique, il donne du chlorure sodique, très facile à reconnaître. Traité par le chlorure hydrique, il donne un nouveau produit, peu soluble dans l'eau froide, mais plus soluble dans l'eau bouillante, et donne des cristaux en octaèdres réguliers par le refroidissement. Il donne immédiatement un précipité par l'azotate argentique; mais il retient encore du chlore et ne l'abandonne que dans les mêmes circonstances que le composé précédent. Ce dernier produit peut être considéré comme un chlorure du nouveau métal composé.

Le *composé nitrique*, traité par le sulfate hydrique ou par une autre sulfate soluble, donne un précipité blanc de sulfate du nouveau métal; il se comporte comme un sulfate avec les réactifs; mais il retient toujours du chlore d'une manière latente. L'azotate hydrique réagit comme les composés hydriques précédens, et donne un oxalate peu soluble dans l'eau.

Les divers composés qui viennent d'être décrits peuvent être représentés par les formules suivantes :

Chlorure	Cl	$Pt Cl Az_2 H_6$.
Oxalate	$C_2 O_4$	
Sulfate	SO_4	
Azotate	$Az O_6$	

Le métal radical fondamental des composés découverts et étudiés par M. Gros, peut être représenté de plusieurs manières différentes, ou comme du double ammonium $\left\{ \begin{matrix} Az\,\overline{H_3\,Cl} \\ Az\,\overline{H_3\,Pt} \end{matrix} \right\}$ ou comme le composé triple $\left\{ \begin{matrix} Cl\ Pt \\ Ad\ H \\ Ad\ H \end{matrix} \right.$

COMPOSÉS PLATINÉS DE LA PREMIÈRE SÉRIE DE M. REISET. —En traitant le chlorure platinique, ou le sel vert de M. Magnus, et très probablement le chorure hydro-platinique par un excès d'ammoniaque, on obtient un produit cristallin tout particulier, différent de celui de M. Magnus et représenté par $Pt\,Cl\,Az_2\,H_6$, HO. Ce produit est inaltérable à la température ordinaire; mais, chauffé à 110°, il perd de l'eau et devient opaque; il a alors pour composition $Pt\,Cl\,Az_2\,H_6$; à + 250° de l'ammoniaque se dégage et il donne naissance à un produit jaune, isomère avec le produit vert de M. Magnus; à + 300°, ce dernier produit est lui-même décomposé et donne des chlorures ammonique et hydrique, de l'azote et du platine. Les alcalis n'en dégagent aucune trace d'ammoniaque à froid; cependant lorsqu'on le met en contact avec un sel argentique dissous, il se fait un précipité de chlorure agentique et il se fait de nouveaux composés salins; c'est ainsi que l'on obtient l'azotate et le sulfate.

De l'eau de baryte ajoutée à la dissolution de ce dernier sel en sépare une matière qui demeure en dissolution et qui possède des propriétés alcalines très énergiques; elle est hygroscopique, attire l'acide carbonique de l'air, et décompose les sels ammoniacaux. La matière, ainsi obtenue, est un hydrate correspondant au précédent; mais dans lequel le chlore est remplacé par de l'oxygène $Pt\,O\,Az\,H_6$, HO. Chauffé à 110°, elle perd de l'eau et de l'ammoniaque, et laisse un résidu $Az\,H_3\,Pt\,O$ correspondant au sel vert de M. Magnus.

En traitant le sulfate dont il est question dans cet article, par l'iodure et le brômure barytiques, on obtient un iodure ou un brômure du métal platiné. Le cyanure hydrique, mis en contact avec la base platinée, donne du cyanure ammonique et le cyanure $Az\,H_3\,Pt\,Cy$, appartenant à la série découverte par M. Magnus.

l'acide chloroplatinique s'unit aussi à la base chlorée, et me deux composés différens.

ar les réactions qui viennent d'être indiquées, on obtient irie suivante :

Oxyde non isolé	O	$Az_2 H_6 Pt$.
Hydrate	HO_2	
Chlorure	HO, Cl	
Brômure	Br_2	
Iodure	I_2	
Carbonate	HO, CO_3	
Sesqui-carbonate	HO, CO_3; 2 CO_3	
Bi-carbonate	HO, CO_3; CO_3	
Sulfate	SO_4	
Azotate	$Az_2 O_5$	

s chloroplatinates sont :

Sel rouge	Pt Cl_3	$Az_2 H_6 Pt$
Sel vert	Pt Cl_4	2 Az H_6 Pt

e métal de la base de la première série de M. Reiset (1) peut considéré comme du platinammonium dans lequel l'amiaque est condensée en double $\left\{\begin{matrix}Az\ H_3\\Az\ H_3\end{matrix}\right\}$ Pt.

origine de tous ces produits qui est due à l'ammoniaque ge à les expliquer par la théorie de l'ammonium; celant il se pourrait que cette dernière série appartînt à un autre type que les précédentes et qu'elle leur fût inférieure un degré de combinaison qui lui manquerait : elle passe ment dans la première en perdant de l'ammoniaque, et emière revient facilement à elle par le contact de l'ammoue.

Extraction et travail du platine.

minerai de platine est principalement formé d'un alliage latine, d'iridium, de palladium, de rhodium, d'osmium ruthénium; d'osmiure d'iridium en paillettes brillantes n petits grains noirs, d'iridium métallique très rare, de oxydulé, de nigrine, de zircons, de corindon, quelque d'or et même de diamant.

) *Annuaire de chimie*, Paris, 1845, p. 161.

Par le lavage, on sépare autant que possible le minerai des autres matières qui l'accompagnent; à l'aide de l'aimant on peut isoler aussi le fer oxydulé. Le résidu est enfin traité par l'eau régale qui laisse sans l'attaquer, *un résidu noir*, formé en grande partie d'iridosmine. Le traitement par l'eau régale doit être fait sous une cheminée tirant bien, afin d'entraîner les vapeurs nuisibles qui se dégagent. La liqueur est évaporée pour chasser une partie de l'excès d'acide; elle est réduite, reprise par l'eau, et précipitée par le chlorure ammonique: il se fait un précipité de chloroplatinate ammonique, qui se trouve coloré en rouge par du chloriridiate ammonique; on peut ajouter de l'alcool à la liqueur pour précipiter complétement le chloroplatinate ammonique. Le précipité est alors recueilli, égoutté et desséché; enfin on le chauffe au rouge sombre pour détruire les composés ammoniques, et il ne reste que du platine, rendu impur par de l'iridium. Si l'on tient à purifier ce platine, on le redissout de nouveau dans l'eau régale, on le reprécipite par le chlorure ammonique; le chloriridiate ammonique plus soluble que le chloroplatinate, reste en partie dans la liqueur. En décomposant le nouveau produit, par la chaleur, le redissolvant et le reprécipitant, on obtient du platine pur; on reconnaît que le platine ne contient plus d'iridium, lorsqu'il donne de l'acide chloroplatinique jaune et du chloroplatinate ammonique jaune pur.

Lorsque l'on décompose le chloroplatinate ammonique par la chaleur, il faut chauffer juste autant qu'il est nécessaire pour chasser les élémens volatils et ne point trop élever la température; car le platine devient trop cohérent et offre de grandes difficultés, soit pour être redissous, soit pour être travaillé mécaniquement.

L'éponge de platine est ensuite délayée dans l'eau et la poudre la plus fine qu'elle présente est recueillie, égouttée et à l'aide d'un mandrin, elle est soumise à une forte pression dans un anneau métallique. Le produit est ensuite chauffé et comprimé ou martelé. Dans les premiers temps de cette opération on ne peut donner qu'un seul coup de marteau sur le mandrin; mais on augmente les coups à chaque chauffe: les parcelles de platine s'agglomèrent à une température élevée et donnent une masse métallique homogène.

M. Jacquelain a proposé une modification au procédé pré

édent, qui est dû à Wollaston. Au lieu de précipiter le pla-ine à l'état de chloroplatinate ammonique, il l'obtient à l'état le chloroplatinate potassique et ammonique, pour 100 parties le platine à dissoudre dans l'eau régale, il emploie 25 parties le chlorure potassique et 36 parties de chlorure ammonique. Le précipité est recueilli, desséché, décomposé par la chaleur, et lavé avec de l'eau chargée de chlorure hydrique, pour enlever le chlorure potassique et le peu de fer que le résidu métallique peut retenir. Le platine lavé est ensuite desséché, porté au rouge et comprimé à coups de marteau dans un anneau de fonte fortement chauffé.

Le procédé de M. Jacquelain a l'avantage de simplifier la fabrication du platine en le faisant travailler à sec. L'interposition du chlorure potassique fait que l'on obtient le métal en petits grains séparés que l'on peut laver facilement à l'eau bouillante (V. *Ann. de chimie et de physique*, t. LXII, p. 443, et t. LXXIV, p. 213).

Caractères des dissolutions platiniques.

Le chlorure platinique dissous dans le chlorure hydrique aqueux, donne une liqueur brun foncé.

Le *sulfure hydrique* le noircit et y fait naître avec le temps un précipité noir.

Les *sulfures natroïdiques* font naître un précipité noir de sulfure dans la liqueur saturée d'avance par le carbonate potassique.

L'*hydrate potassique* ne donne rien de sensible.

L'*ammoniaque* décolore la liqueur et fait naître un précipité vert.

L'*azotate mercurique* donne un précipité noir.

L'*iodure potassique* colore d'abord la liqueur en rouge brun foncé, puis y fait naître un précipité noir à éclat métallique et la liqueur se décolore. En transformant la dissolution de chlorure platinique en acide chloroplatinique, on obtient les réactions suivantes:

L'*acide chloroplatinique* dissous est jaune lorsqu'il est pur, et rouge s'il contient de l'iridium.

Le *sulfure hydrique* y fait naître lentement un précipité brun noir de sulfure.

Le *sulfure ammonique* agit de même, mais plus rapidement.

Les *chlorures potassique et ammonique* donnent immédiatement des précipités jaunes de chloroplatinates.

L'*iodure potassique* colore la liqueur en rouge brun foncé.

Le *chlorure stannique* agit, en apparence, de même que l'iodure potassique.

L'*azotate mercurique* donne un précipité jaune rougeâtre abondant.

Le *zinc* précipite le platine de ses dissolutions sous forme d'une poudre noire.

PALLADIUM.

Pd = 666.

Le palladium ressemble beaucoup au platine par l'ensemble de ses propriétés physiques et chimiques; cependant il en diffère par son équivalent et son poids spécifique qui sont une fois plus faibles que ceux de ce dernier métal. Il résulte de la coïncidence de ces deux faits remarquables que les molécules de ces deux métaux sont à la même distance les unes des autres, qu'ils sont par cela même isodynamiques, mais qu'en même temps ils sont isomères.

Le palladium est blanc comme le platine; son poids spécifique est de 11,3 lorsqu'il a été fondu, et de 11,8 lorsqu'il a été écroui. Sa chaleur spécifique = 0,05927, selon M. Regnault. Il entre en fusion à la température la plus élevée des meilleures forges et seulement à l'instant où les creusets commencent à s'affaisser. J'ai trouvé les résultats suivans en essayant la ténacité d'un fil de palladium de 0^{mm} 3975 de diamètre, à différentes températures; le temps des expériences a varié de 1' 58" à 3' 45".

	K
0°	4, 590
100°	4, 083
200°	3, 625

Le palladium s'oxyde lorsqu'on le chauffe à une température élevée; mais il se réduit quand on le chauffe plus fortement, comme le mercure. Le sulfate hydrique et le chlorure hydrique, même bouillans, l'attaquent à peine; l'azotate hydrique le dissout assez facilement. L'eau régale le dissout mieux encore.

On peut distinguer le platine du palladium métallique en les touchant avec une baguette chargée d'alcool iodé : le platine ne subit aucune altération; le palladium est taché en noir.

Il existe un oxyde palladique Pd O et un autre oxyde jouant le rôle d'un acide faible $Pd\,O_2$. Le premier de ces composés est une poudre noire, réductible à une température très élevée, que l'on obtient en chauffant l'azotate palladique jusqu'à ce qu'il n'abandonne plus de produits azotés.

L'*acide palladique* est aussi sous forme d'une poudre noire, on l'obtient en faisant bouillir dans l'eau le palladate hydrique. Ce dernier produit peut être obtenu en décomposant le chloropalladate potassique sec par une dissolution d'oxyde hydro-potassique.

On connaît un sulfure palladique Pd S qui peut être obtenu par voie sèche en chauffant le palladium dans de la vapeur de soufre.

Le chlorure palladique P Cl est noir. Il peut être obtenu en traitant le palladium par de l'eau régale, formée de 4 parties de chlorure hydrique contre une d'azotate hydrique, et en évaporant le produit jusqu'à siccité. Ce composé est détruit par l'eau qui en dissout une partie et abandonne un produit pulvérulent et couleur de rouille. Le chlorure Pd Cl forme des composés doubles avec les chlorures natroïdiques.

L'*acide chloro-palladique* peut être obtenu en traitant le palladium par l'eau régale ordinaire, la dissolution est si foncée qu'elle paraît noire. Ce produit se combine avec les chlorures natroïdiques et donne un sel rouge avec le chlorure potassique.

Le *cyanure palladique* est une poudre insoluble dans l'eau, d'une couleur rose clair. On l'obtient facilement en ajoutant une dissolution de cyanure mercurique à celle d'un composé palladique. Ce cyanure sert pour caractériser le palladium et pour le séparer d'un grand nombre de métaux. Le cuivre et l'argent font exception.

Selon M. Berzélius, lorsque l'on chauffe suffisamment le cyanure palladique, il ne reste que du palladium pur.

L'*azotate palladique* peut être obtenu facilement en traitant le palladium par l'azotate hydrique; sa dissolution est d'une couleur rouge très foncée.

Le palladium existe allié avec les autres métaux de la mine de platine et ne s'y trouve que pour une très faible proportion, environ 0,01. Il en existe de natif au Brésil, où il est exploité depuis quelques années.

Lorsque le minerai de platine est dissous dans l'eau régale, avant ou après en avoir séparé le platine, on peut facilement séparer le palladium en employant le cyanure mercurique; cependant, si le minerai contient du cuivre, ce métal ne peut en être séparé par cet agent. On a cherché pendant long-temps un procédé par voie humide pour séparer ces deux métaux. On peut y parvenir en les faisant passer à l'état d'azotate; en rendant cet azotate aussi neutre que possible par l'évaporation, en évitant toutefois de le décomposer, en le redissolvant dans l'eau et en précipitant le palladium à l'état métallique par le mercure. Une partie du palladium demeure libre, l'autre s'amalgame. On sépare cette dernière par la distillation de l'amalgame : le mercure distille et le palladium reste dans la cornue. La coupellation pourrait aussi être employée dans les mêmes circonstances. Peut-être serait-il utile d'allier le palladium à l'argent à cause de son peu de fusibilité et pour faciliter son union avec le plomb?

Caractères des dissolutions palladiques.

Le *sulfure hydrique et le sulfure natroïdique* font naître un précipité noir de sulfure palladique dans les dissolutions de ce métal.

L'*oxyde hydro-potassique* donne un précipité jaune brun de sel basique, qu'il redissout quand on l'ajoute en excès.

L'*ammoniaque* donne un précipité couleur de chair de sel palladico-ammonique qu'elle peut dissoudre quand on l'ajoute en excès. Comme l'*oxyde hydro-potassique*, le *carbonate potassique* donne un précipité noir d'oxyde.

Le *cyanure mercurique* fait naître un précipité gélatineux et jaunâtre qui est caractéristique pour distinguer les dissolutions palladiques.

Le *zinc*, le *mercure* précipitent le palladium sous forme d'une poudre noire.

Le *chlorure stannique* donne un précipité semblable au précédent, tandis que la liqueur prend une couleur verte.

L'*azotate équi-mercurique* précipite en noir la dissolution de chlorure palladique seulement, et non les autres composés.

IRIDIUM.

Ir = 1233,5.

L'iridium a été découvert en 1803 par Smithson Tennant. Son nom vient des couleurs variées que prennent ses dissolutions.

Il existe dans les grains du minerai de platine, mais on le trouve principalement combiné à l'osmium, en grains à éclat métallique, ou noirâtres, qui sont mêlés avec les précédens. Ce métal est en poudre grise lorsqu'il a été obtenu par un procédé semblable à celui que l'on emploie pour extraire le platine en éponge, son poids spécifique est alors de 15,683. Selon M. Berzélius, il est infusible au chalumeau à gaz; mais Children a pu le fondre à l'aide d'une très forte pile hydro-électrique et l'a obtenu en un globe caverneux, d'une couleur blanche, dont le poids spécifique était de 18,68. M. Regnault a trouvé que la chaleur spécifique de l'iridium impur était de 0,3683.

L'iridium fondu est presque inaltérable par les agens chimiques; mais lorsqu'il est spongieux, il s'oxyde au feu et se dissout dans un grand excès d'eau régale. Lorsqu'il est allié au platine, ce dernier liquide le dissout facilement.

On connaît quatre oxydes d'iridium Ir O, $Ir_2 O_3$, $Ir O_2$, $Ir O_3$, et un oxyde de couleur bleue, dont la composition n'est pas déterminée (1). L'oxyde Ir O est sous forme d'une poudre noire, dense, soluble dans les dissolutions alcalines qu'il colore en pourpre, et difficilement attaquable par les sels hydriques (acides). On l'obtient en faisant macérer le chlorure Ir Cl dans une dissolution d'hydrate potassique, recueillant le précipité et le lavant avec le sulfate hydrique dilué et l'eau. Le composé $Ir_2 O_3$, qui est l'acide irideux, est sous forme d'une poudre noire, réductible à la chaleur rouge et par le seul contact de l'hydrogène à la température ordinaire, parce que, comme le fait judicieusement observer M. Berzélius, il jouit de la propriété de condenser les gaz comme l'éponge de platine. Il est inattaquable par les acides ordinaires et même par le bi-sulfate potassique à la température rouge. Il se forme quand on calcine l'iridium à l'air, sans trop chauffer, ou quand on le fond avec l'azotate potassique. Il demeure alors sous forme d'une poudre noire, insoluble dans l'eau, et facile à séparer des autres matières qui peuvent s'y dissoudre. L'oxyde $Ir O_2$ est hypothétique et n'est connu qu'en combinaison avec les bases; l'oxyde $Ir O_3$ est principalement connu à l'état d'hydrate. Ce composé déflagre lorsqu'on le chauffe.

L'iridium s'unit directement au soufre quand on le chauffe dans la vapeur de ce dernier corps; le soufre peut encore s'unir à l'iridium par voie humide, en traitant les chlorures de ce métal par les sulfures natroïdiques: ils ont été peu étudiés. Il existe plusieurs chlorures d'iridium, dont la composition correspond à celle des oxydes de ce métal. En le chauffant dans un courant de chlore, on obtient le

(1) La découverte du ruthénium, qui présente plusieurs caractères communs avec l'iridium, donne lieu à penser que plusieurs composés, attribués à l'iridium, contiennent du ruthénium, et que l'histoire de l'iridium est à refaire. L'iridium est d'ailleurs si réfractaire à tous les agens chimiques qu'il est difficile de le bien étudier.

chlorure Ir Cl ; ce composé est d'une couleur verte ; il est détruit par la chaleur ; le chlorure hydrique le dissout, ainsi que l'eau régale qui ne change point son degré de chloruration. Il s'unit aux chlorures natroïdiques comme le chlorure de platine.

Le chlorure $Ir_2 Cl_3$ est volatil et se forme en même temps que le précédent en faisant réagir le chlore sur l'iridium, ou en dissolvant l'oxyde $Ir_2 O_3$ récemment préparé, dans le chlorure hydrique. Sa dissolution aqueuse possède une couleur rouge extrêmement foncée. Il s'unit aux chlorures basiques ; mais les composés qu'il forme sont détruits par la chaleur qui le partage en chlorure Ir Cl et Ir Cl_2.

Le chlorure Ir Cl_2 est principalement connu en combinaison avec les chlorures natroïdiques, et forme ainsi des composés correspondant aux chloroplatinates. Le chloriridiate potassique peut être obtenu en chauffant un mélange d'iridium et de chlorure potassique dans un courant de chlore. Le produit de la réaction est lavé avec de l'eau alcoolisée pour enlever le chlorure de potassium libre, et dissous ensuite dans l'eau bouillante pour le séparer de l'iridium non attaqué ; il cristallise en octaèdres réguliers, dont la couleur est si foncée qu'ils paraissent noirs.

Caractères des dissolutions iridiques.

Les composés iridiques sont généralement insolubles ; il n'y a guère, parmi les produits connus, que les chloriridiates natroïdiques que l'on puisse rencontrer dissous. Les autres produits seront reconnus aux caractères qui ont été indiqués précédemment.

La dissolution du *chloriridiate* (Ir Cl_3 R) est d'un rouge très foncé, tirant sur le brun. Le sulfure hydrique y fait naître un précipité brun de sulfure d'iridium et décolore la liqueur ; le sulfure ammonique agit de même et peut redissoudre le précipité quand on l'ajoute en excès.

L'oxyde hydropotassique et l'ammoniaque décolorent presque entièrement la liqueur et font naître un léger précipité. En évaporant lentement les liqueurs au contact de l'air, elles se colorent en bleu.

Le carbonate potassique décolore la liqueur et fait naître un précipité abondant rouge brun clair, soluble dans le réactif.

Le *cyanoferrure jaune-potassique* décolore la liqueur ; le *cyanoferrure rouge potassique* et le *cyanure mercurique*, ne produisent rien de sensible.

Le *sulfate ferrique* et l'*iodure potassique* décolorent la liqueur sans faire naître immédiatement de précipité.

Le *zinc* précipite une partie de l'iridium en poudre noire.

L'*azotate mercurique* et le *chlorure stannique* (Stanneux Berz.) produisent un précipité brun clair.

Extraction de l'iridium.

Il sera question de l'extraction de l'iridium à la fin de l'histoire de l'osmium.

RUTHÉNIUM.

Ru = *x*.

Le ruthénium est un métal nouvellement découvert par M. Claus de Kasan. Jusqu'à présent, il n'a été obtenu que sous forme d'une poudre gris-noir, moins

dense que l'iridium. Ce métal est caractérisé par la tendance qu'il a à [illegible] sous l'influence d'une base énergique et de l'oxygène. Lorsqu'on le [illegible] l'azotate potassique, il donne un produit orangé, soluble dans l'eau, qui a [illegible] ment pour composition $Ru\,O_3\,K$. Ce composé est facilement détruit par [illegible] tières organiques, telles que l'alcool. Il se fait un précipité noir de [illegible] d'oxyde de rhuténium et de potasse; ce précipité est soluble dans le [illegible] que aqueux. L'acide chlororuthénique $Cl_2\,Ru$ est orangé et devint très [illegible] ble par la belle couleur bleue qu'il prend, lorsqu'on fait passer un [illegible] sulfure hydrique dans sa dissolution aqueuse ou lorsqu'on y plonge un [illegible] zinc. Dans le premier cas, il se fait un sulfure métallique qui se précipite [illegible] le second cas, il se dépose du métal libre; il se forme en outre du chlorure [illegible] ou du chlorure zincique. Le zinc finit par décolorer entièrement la li[illegible] cide chlororuthénique forme des composés salins avec les chlorures [illegible] comme l'acide chloroplatinique. Sa dissolution aqueuse perd du chlore [illegible] excessivement foncée en couleur. Si l'on verse de l'ammoniaque dans la [illegible] non altérée, on obtient un précipité noir; ce précipité lavé, dissous dans [illegible] rure hydrique, et la dissolution évaporée jusqu'à siccité, laisse un résidu [illegible] sale. Ce produit, dissous dans beaucoup d'eau, donne une liqueur opaque, [illegible] tirant sur le rouge cerise. Cette liqueur évaporée, après qu'on y a ajouté un [illegible] d'azotate hydrique, passe successivement par les nuances violette, bleu [illegible] rouge, jaune, et reproduit le résidu vert par évaporation jusqu'à siccité.

Pour obtenir le ruthénium, M. Claus chauffe fortement un mélange d'[illegible] potassique et de résidu noir de platine: il se fait du ruthéniate potassique. Le [illegible] duit de l'opération est pulvérisé et traité par l'eau qui dissout le ruthéniate [illegible] chromate et du silicate potassique. La dissolution est séparée par décantation et [illegible] turée par l'azotate hydrique: et il se fait un précipité noir velouté, contenant [illegible] l'oxyde ruthénique, de la potasse et de l'acide silicique. Ce précipité est ren[illegible] lavé, dissous dans le chlorure hydrique et évaporé jusqu'à ce que l'acide silicique [illegible] se prenne en gelée. Ce produit est repris par l'eau, la dissolution est concentrée par l'évaporation, et l'on y ajoute du chlorure potassique qui précipite en [illegible] de l'acide chlororuthénique à l'état de chlororuthéniate potassique, en cristaux rouge brun. L'addition d'une petite quantité d'alcool rendrait sans doute la séparation du métal plus complète.

OSMIDES.

Osmium, Rhodium.

Osmium.

$OS = 1244{,}5.$

L'osmium est en poudre noire dépourvue de l'aspect métallique, ou en masse d'un gris blanchâtre, moins brillante que le platine. Dans cet état il est fragile; son poids spécifique est 10 environ. Il est fixe et infusible; mais il brûle quand on le chauffe au contact de l'air; placé sur une lame de platine dans la flamme d'une lampe à alcool, il lui donne l'aspect de celle du bicarbure hydrique. En brûlant, il répand une odeur fade et nauséeuse, qui est celle de l'acide osmique.

osmium a six degrés d'oxydation : $Os\,O$, $Os_2\,O_3$, $Os\,O_2$, $Os\,O_3$, $Os\,O_4$, et un bleu, indéterminé ; le deuxième oxyde, le quatrième et l'oxyde bleu n'ont encore été obtenus à l'état de liberté parfaite. Les composés $Os\,O_3$ et $Os\,O_4$ sont acides ; c'est-à-dire qu'ils peuvent former des composés salins avec les

Oxyde-osmique (*osmieux*, Berz.) est connu principalement à l'état d'hydrate noir verdâtre, qui perd de l'eau par la chaleur, sans perdre d'oxygène ; à moins que l'on ne chauffe plus fortement ; le gaz hydrogène le réduit à la température ordinaire, et il détone quand on le chauffe avec des matières combustibles. Les dissolutions salines, dans lesquelles il entre, sont d'un vert foncé. On l'obtient en faisant réagir une dissolution de potasse caustique, sur le chlorure osmico-potassique ($Cl\,Os$, $Cl\,K$).

M. Berzélius obtient le *sesqui-oxyde osmique* en faisant réagir l'ammoniaque sur l'acide osmique : il y a réduction et formation d'un précipité noir qui retient de l'ammoniaque et de l'eau.

Le *bi-oxyde osmique* est brun, presque noir, et résiste à la température rouge sans perdre d'oxygène ; il se comporte comme l'équi-oxyde osmique avec l'hydrogène et les corps combustibles.

L'*acide osmieux* n'existe point, mais il y a des osmites $Os\,O_4\,R$. On obtient les principaux en réduisant les osmiates natroïdiques par l'alcool ou par l'azotate potassique.

L'*acide osmique*, $Os\,O_4$, est le composé le plus important de la série d'oxydation de l'osmium ; c'est un produit incolore, cristallisable, volatil, qui possède une odeur très forte et nauséeuse, analogue à celle du sesqui-chlorure aluminique. Il est fusible à une température inférieure à 100 degrés et entre facilement en ébullition ; il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther, et se réduit, au moins en partie, par les deux derniers de ces liquides ; l'hydrogène, le charbon et les matières combustibles en général, le réduisent aussi, mais à l'aide de la chaleur, quelquefois avec détonation. On produit de l'acide osmique, lorsque l'on chauffe fortement l'osmium dans l'air et dans l'oxygène secs ; il s'en produit encore en traitant le métal par l'azotate hydrique ; on l'obtient à l'état d'osmiate potassique en chauffant l'iridosmine avec l'azotate potassique. La dissolution aqueuse d'acide osmique devient d'un bleu superbe par l'addition de l'acide sulfureux.

C'est ce phénomène qui fait admettre l'existence probable d'un oxyde bleu d'osmium.

L'osmium s'unit au soufre avec apparition de lumière, lorsqu'on le chauffe dans la vapeur de ce dernier corps ; il existe d'ailleurs plusieurs sulfures d'osmium, que l'on obtient en faisant passer un courant de sulfure hydrique dans les dissolutions des divers chlorures de ce métal.

Le chlore s'unit directement avec l'osmium à la température de la flamme d'une lampe alcoolique ; il peut donner ainsi l'équi-chlorure et le bi-chlorure.

L'équi-chlorure osmique est volatil ; mais moins que le bi-chlorure, ce qui permet de les isoler quand on chauffe l'osmium dans un courant de chlore ; il est vert et cristallise en prismes aiguillés, il est hygroscopique et donne une dissolution verte avec l'eau. Si l'on emploie beaucoup de ce liquide, la liqueur se décolore et le chlorure est décomposé en osmium métallique, qui se dépose, en chlorure hydrique et en acide osmique, qui restent dissous. L'équi-chlorure osmique s'unit avec les chlorures natroïdiques et forme ainsi des composés comparables à ceux du platine et de l'iridium.

Le *sesqui-chlorure* $Os_2 Cl_3$ n'existe pas en réalité; mais on connaît des composés chlorosmiques qui permettent d'admettre qu'il existe à l'état de combinaison. M. Berzélius obtient le composé ammoniacal en traitant le sesqui-oxyde ammoniacal par le chlorure hydrique.

Le *bi-chlorure osmique* ($Os Cl_2$) peut être produit en brûlant l'osmium dans un courant de chlore, comme il a été dit précédemment. Il est sous forme d'une poudre rouge foncé. Il est hygroscopique et donne avec l'eau des cristaux rouges; il donne une dissolution aqueuse, jaune, qui est décomposée par un excès d'eau. Le bi-chlorure osmique s'unit avec les chlorures basiques et forme des sels comparables aux chloroplatinates (1).

M. Berzélius admet l'existence de composés chlorés d'osmium qui correspondent aux osmites de M. Frémy; le composé ammonique possède une couleur pourpre très foncée; on le produit en saturant l'acide osmique par l'ammoniaque, y ajoutant du chlorure hydrique et du mercure : le chlorosmite demeure en dissolution et on peut l'obtenir par l'évaporation.

Extraction de l'osmium et de l'iridium.

On prépare l'osmium en réduisant l'acide osmique par l'ammoniaque ou par le mercure. Lorsqu'on emploie ce métal, il faut d'abord ajouter du chlorure hydrique aqueux à l'acide.

L'acide osmique peut être obtenu par deux procédés différens.

1^er^ *procédé.* Faire un mélange de parties égales d'azotate potassique et de résidu noir de platine; introduire ce mélange dans une cornue de porcelaine, y ajuster un récipient et chauffer graduellement et fortement : il se dégage des vapeurs d'acide osmique, qui se condensent sous forme cristalline dans le récipient; les vapeurs qui traversent ce vase sans se condenser peuvent être conduites dans l'ammoniaque à l'aide d'un tube convenablement disposé. Quand il ne se dégage plus de vapeur, il faut couler la matière contenue dans la cornue, la broyer rapidement, la dissoudre dans l'eau, l'introduire dans une cornue de verre tubulée, avec de l'azotate hydrique et chauffer doucement : il se dégage encore beaucoup d'acide osmique, qui était combiné avec la potasse, et que l'on recueille comme le précédent. Dans cette opération, l'iridium reste dans la liqueur, mais il y en a une partie aussi qui se trouve contenue dans le résidu insoluble avec une certaine quantité d'osmium, ce résidu est dissous dans l'eau régale, condensé par l'évaporation et précipité par le clorure ammonique, qui donne naissance à du chloriridiate et à du chlorosmiate ammoniques; pour séparer ces deux sels, M. Frémy recommande de les tenir en suspension dans l'eau et d'y faire passer un courant de gaz sulfureux : l'iridium seul se dissout et le chlorosmiate demeure insoluble. Ce sel rouge, calciné dans un courant d'hydrogène, donne de l'osmium métallique.

---

(1) Le défaut d'harmonie existant dans la nomenclature chimique qui n'a pu être fondée sur les proportions chimiques qui n'étaient point établies lors de sa création, cause un véritable embarras, parce qu'ici plusieurs corps pourraient porter le même nom ou bien, des corps correspondans pourraient recevoir des noms différens; ainsi, en se fondant sur les composés correspondans; les composés suivans pourraient être nommés des chlorosmiates; $Os Cl_3 R$, $Os Cl_4 R$ et $Os Cl_5 R$.

...que la liqueur qui tient en dissolution le sel iridique abandonne par l'évaporation des cristaux prismatiques bruns de chloriridiate ammonique, qui étant ..., laissent un résidu d'iridium métallique parfaitement pur et qui conserve la forme des cristaux dont il provient (Frémy, *Ann. de ch. et phys.*, 3e série, ..., p. 513).

2e *procédé*. Faire un mélange de résidu noir de platine et de chlorure sodique, l'introduire dans un tube, le chauffer et y faire passer un courant de chlore sec: il se forme de l'acide osmique et du chloriridiate sodique. L'acide osmique qui se volatilise est recueilli comme il a été dit en décrivant le 1er procédé. Le résidu solide est mis en contact avec l'eau qui dissout le chloriridiate sodique. En ajoutant du chlorure ammonique à cette liqueur, il se fait un précipité de chloriridiate ammonique, que l'on recueille et qui peut être traité comme il a été dit précédemment.

RHODIUM.

Rh=651.

Le rhodium a été découvert en 1803 par Wollaston; son nom lui vient de la couleur rouge des composés dont il fait partie. Lorsqu'il est libre et uni, il possède à-peu-près la couleur et l'éclat du platine. Il est infusible dans les meilleurs forges; cependant M. Knemond Philippe est parvenu à l'obtenir en culot compacte, en chauffant ensemble du sulfure rhodique et de l'azotate potassique: la réaction est si violente que le métal entre en fusion en se réduisant. Son poids spécifique est de 11 environ. Le rhodium résiste à l'action des sels hydriques (acides) et même de l'eau régale; cependant, quand il a été allié au platine, au cuivre, au bismuth et au plomb, il peut se dissoudre dans ce dernier agent; allié à l'or et à l'argent, il ne s'y dissout point. Mêlé avec du chlorure sodique ou potassique et soumis à un courant de chlore sous l'influence d'une température suffisamment élevée, il donne un chlororhodite, soluble dans l'eau. Il peut encore être dissous après avoir été fortement chauffé avec du bi-sulfate potassique. Quand on chauffe le rhodium au contact de l'air, il en absorbe l'oxygène et passe à l'état de *sesqui-oxyde*. Cette oxydation est plus complète et plus facile lorsque l'on chauffe le métal avec le nitre et la potasse: en traitant le produit de la réaction par le chlorure hydrique, on obtient l'oxyde à l'état d'hydrate d'une couleur grise. En précipitant le chlororhodite potassique ou sodique par le carbonate potassique ou sodique, on obtient encore le même produit. Le sesqui-oxyde rhodique a pour symbole $Rh_2 O_3$.

Le *rhodium peut être uni directement au soufre;* il s'y combine encore lorsque l'on mêle ensemble le chlororhodite potassique ou sodique avec un sulfure monoïdique; après quelque temps, il se forme un précipité brun foncé. Il a été dit comment on pouvait employer le sulfure rhodique pour en extraire le rhodium.

Le *sesqui-chlorure rhodique* $Rh_2 Cl_3$ est brun très foncé, incristallisable et déliquescent. La chaleur ne le décompose qu'à une température très élevée. On l'obtient en faisait passer un courant de gaz fluosilicique dans la dissolution du chlororhodite potassique, il se fait un précipité de fluosiliciure potassique, que l'on sépare; la liqueur est ensuite évaporée jusqu'à siccité, reprise par l'eau et le chlorure hydrique; et enfin desséchée de nouveau. Ce chlorure s'unit facilement

aux chlorures natroïdiques et forme avec eux des composés solubles dans l'eau. Le chlororhodite potassique est représenté par $Rh_2 Cl_5 K_2$, 2 HO (ou $Rh_2 Cl_6 K_2 H$, H O?); le chlororhodite sodique est $Rh_2 Cl_6 Na_3$, 18 HO; le chlororhodite ammonique est $Rh_2 Cl_5 Am_2$, H O.

Extraction du rhodium.

On extrait le rhodium des liqueurs dont on a précipité le platine et le palladium. On ajoute du chlorure hydrique et du chlorure sodique à ces liqueurs; on les évapore jusqu'à siccité: le résidu est traité par l'alcool à 0,837 après avoir été desséché et pulvérisé. Ce liquide dissout tous les produits, autres que le chlororhodite sodique; on reconnait ce produit qui est en poudre d'une couleur rouge. Cette poudre est lavée et desséchée. On en extrait le rhodium en le chauffant dans un courant d'hydrogène et en dissolvant le chlorure sodique avec de l'eau. Ce métal reste sous forme pulvérulente.

STANNOÏDES.

Étain. — Titane. — Colombium (1).

Ces métaux forment deux composés principaux $\Sigma r\,R$ et $\Sigma t\,R_2$. Le second est sidéré comme un acide. Les composés oxygènes $\Sigma r\,O_2$ sont polymorphes; on les contre dans la nature sous formé de prismes à bases carrées. Ils résistent à la pérature la plus élevée sans s'altérer, et ne sont attaqués que par un très petit bre d'agens chimiques.

ÉTAIN.

Jupiter.

S.i = 735,3 et 2206.

L'étain est un métal usuel et connu de tout le monde. Après rgent, c'est le plus blanc des métaux. Il est peu tenace, ais plus que le plomb. Un fil d'étain de 1,^{mm} 8755 de diamètre rompt par une charge de 7,^{k} 069. Lorsqu'il est sous forme fil et qu'on le soumet à une traction, il s'allonge beaucoup ant de se rompre, mais moins que le plomb. Il est très malble et assez facile à laminer; mais il se tire moins bien à la ère. Battu dans la baudruche ou entre des lames de même tal, on peut le réduire en feuilles de 1/30 de millimètre paisseur. Lorsqu'on le plie, il fait entendre un bruit partier que l'on nomme *cri de l'étain*. Son poids spécifique ie de 7,285 à 7,293; il fond à + 228° et n'est point vo- il.

A la température ordinaire, l'éclat de l'étain résiste à l'action l'air sec; mais il se ternit dans l'air humide, et le métal devient s par un oxyde qui se forme. A une température élevée, l'étain xyde avec facilité et se transforme en acide stannique blanc. 'unit directement avec le soufre, l'arsenic, l'antimoine et ismuth; il s'allie en outre avec le plomb, le cuivre, l'argent, , le mercure, le platine, le fer. Le chlore sec, le brôme et l'iode aquent l'étain. Le chlorure hydrique aqueux le dissout,

1) L'histoire du colombium a été faite. V. la page 98 de ce vol.

l'azotate hydrique l'attaque violemment et donne naissance à une poudre blanche, insoluble dans un excès d'azotate.

L'étain n'est point libre dans la nature. On le trouve principalement à l'état d'acide stannique; il existe en filons dans les terrains primitifs ou en morceaux roulés dans des dépôts produits par d'anciennes alluvions. Il existe aussi du sulfure d'étain et quelques espèces minérales très rares dans lesquelles il se trouve associé au colombium et à l'yttrium.

Les usages de l'étain sont nombreux; à l'état libre on en fait des vases et divers ustensiles de ménage; on en garnit des tables. Il sert aussi pour mettre les glaces au tain. En feuilles très minces, il forme le *paillon*, qui sert d'enveloppe aux corps que l'on veut préserver d'humidité ou d'évaporation, comme le chocolat, les fruits secs, etc. Il sert pour faire le fer-blanc, pour étamer les vases de cuivre, et il entre dans plusieurs alliages utiles tels que celui des planches à graver la musique, la soudure des plombiers, l'alliage à la reine, etc.

Alliages d'étain.

La composition de plusieurs alliages d'étain a déjà été indiquée (V. p. 129, 131 et 180 de ce volume).

Titre de l'alliage pour les vases, les mesures de capacité, etc.

Étain	0,820	— 1,000
Plomb	0,180	

Il est accordé une tolérance de 0,015.

Brillans de Fahlun.

Étain	29	= 48
Plomb	19	

Cet alliage est très brillant. Si, lorsqu'il est fondu et que l'on a nettoyé sa surface avec une carte, on y plonge un morceau de verre d'une forme quelconque, une couche de l'alliage se solidifie et y adhère. On peut alors l'enlever. On obtient ainsi des empreintes de *brillans*. M. Berzélius l'a moulé sur des parties de corps et en a fait des miroirs ardens. En France, on pourrait employer des ballons pour obtenir des miroirs sphériques. Il faut plonger le vase plusieurs fois dans le bain pour donner plus d'épaisseur à la couche et la revêtir ensuite avec du plâtre pour la rendre plus résistante.

Planches à graver la musique.

Étain	4	= 5
Antimoine	1	

Amalgame de l'étamage de glaces.

Étain	7	= 10
Mercure	3	

Amalgame pour les coussins des machines électriques.

Mercure	2	= 4
Étain	1	
Zinc	1	

Fondre ensemble l'étain et le zinc, y ajouter le mercure aussitôt que la fusion est opérée; agiter le mélange et le retirer du feu.

Alliage à la reine.

Étain	9	= 12
Plomb	1	
Antimoine	1	
Bismuth	1	

Cet alliage est très employé en Angleterre pour faire des théières et d'autres vases de ménage.

Alliage pour étamer le fer.

Selon M. Chaudet, on peut obtenir cet alliage en fondant ensemble :

Étain	88	= 100
Rognures de fer blanc	12	

On admet pour cela que le fer-blanc contient en moyenne 0,93 d'étain et 0,07 de fer. Il résulte de cette composition un alliage formé de 0,89 d'étain et de 0,11 de fer.

L'étain s'unit en trois proportions avec l'oxygène : on connaît les composés Sn O, $Sn_2 O_3$, et $Sn O_2$. Il y a en outre un composé jaune formé d'acide stannique, d'équi-oxyde et des élémens de l'eau.

ÉQUI-OXYDE STANNIQUE. — *Protoxyde d'étain* 835,3. Ce composé est polymorphe; il est noir et cristallisable ou pulvérulent, et couleur olive ou rouge de minium. L'oxyde noir

brûle au contact de l'air lorsqu'on y met le feu, et se transforme en oxyde SnO_2; l'azotate hydrique le suroxyde aussi en se décomposant. Une dissolution d'oxyde hydro-potassique concentrée et bouillante ne l'altère point. Lorsqu'on le chauffe à environ + 250°, il se dilate, se tuméfie et se transforme en oxyde olive sans changer de poids (Frémy).

On peut obtenir l'oxyde stannique noir en chauffant l'oxyde hydro-stannique dans un courant de gaz carbonique, afin qu'il ne se suroxyde point; il perd de l'eau et l'oxyde demeure dans le vase où l'on a opéré. Il faut avoir soin de s'opposer à la rentrée de l'air dans l'appareil et de ne l'ouvrir que lorsque l'oxyde est complétement refroidi. On l'obtient encore en mettant l'oxyde hydro-stannique en contact avec une dissolution d'oxyde hydro-potassique, et, en chauffant: il se dépose en cristaux si l'opération a été lente.

L'oxyde équi-stannique vert est pulvérulent ou cristallisé en lamelles; il peut être obtenu, soit en chauffant l'oxyde noir, soit en faisant bouillir l'oxyde hydro-stannique avec l'ammoniaque.

La *variété rouge d'oxyde équi-stannique* se produit lorsque l'on chauffe l'oxyde hydro-stannique au contact du chlorure ammonique ou potassique et de l'ammoniaque. On ne l'obtient facilement que sur une petite échelle; quand on le frotte avec un corps dur, il se change en oxyde d'étain brun. (Frémy.)

L'*oxyde hydro-stannique* est blanc et s'obtient en ajoutant une dissolution de carbonate sodique à une dissolution de proto-chlorure d'étain; il se fait un précipité que l'on lave avec de l'eau chauffé à 8° au plus et que l'on dessèche dans le vide. Ce composé est soluble dans les oxydes hydro-natroïdiques et hydro-calcoïdiques. Lorsque l'on fait bouillir rapidement une dissolution concentrée de cet oxyde, dans l'hydrate-potassique aqueux, il se décompose de manière à donner de l'étain métallique, insoluble, et du stannate potassique, soluble. Bouilli lentement, lorsqu'il est en dissolution étendue, il donne de l'équi-oxyde d'étain noir, insoluble, et du stannate potassique soluble comme dans l'expérience précédente.

SESQUI-OXYDE STANNIQUE. — *Deutoxyde d'étain* Sn_2O_3 ou $Sn^2/_3O$. Cet oxyde a été obtenu par M. Fuchs en faisant macérer l'hydrate de sesqui-oxyde ferrique récemment préparé

ıs l'équi-chlorure stannique neutre: il se fait du sesqui-
yde stannique et de l'équi-chlorure ferrique.

$$Fe_2 O_3 + 2 (Sn Cl) = Sn_2 O_3 + 2 (Fe Cl).$$

Le sesqui-oxyde stannique est blanc-jaunâtre à l'état d'hy-
ıte; mais, lorsqu'il a été chauffé à l'abri du contact de l'air
à une température assez élevée, il est anhydre et possède
e couleur brun-grisâtre et n'est plus soluble dans l'ammo-
que. Chauffé au contact de l'air, il donne de l'acide stan-
ue blanc, jauni par un peu de fer, dont on le prive difficı-
ent. Il se dissout dans le chlorure hydrique aqueux con-
tré, et possède alors la propriété de donner du pourpre de
ssius avec l'acide chloraurique.

ACIDES STANNIQUES. — *Deutoxyde d'étain, bi-oxyde d'étain*,
$O_2 = 935$, 3 et 3 ($Sn O_2$) ou $Sn_3 O_6 = 2806$. L'acide
nnique est polymorphe: on le trouve cristallisé et d'une
ıleur brune, ou bien il est pulvérulent et amorphe.

Acide stannique brun; stannine, cassitérite, Min. Ce com-
sé est jaune-brun et limpide, ou noir et opaque; il cristallise
prismes droits à bases carrées dont les modifications sont
ıvent en cristaux réunis et formant des angles rentrans.

Ce produit est naturel; on le trouve en filons dans les ter-
ns primitifs; quelquefois il est roulé et appartient aux allu-
ns. Son poids spécifique varie de 6, 92 à 6, 96. Il est inat-
uable par les sels hydriques; mais il se dissout par la fusion
ıs les hydrates natroïdiques.

Le composé anhydre que l'on obtient en chauffant à la
leur rouge le stannate hydrique, provenant de l'acide chlo-
tannique décomposé par un carbonate natroïdique, paraît
respondre à l'acide naturel; il est pulvérulent et d'une cou-
r jaune. Lorsqu'on le chauffe, il devient brun; mais il repasse
ı couleur jaune par le refroidissement.

Lorsque l'on traite un alliage d'étain et de plomb ou de
vre par l'azotate hydrique, que l'on évapore le produit de
réaction jusqu'en consistance sirupeuse, et que l'on traite
des lavages, on obtient un produit insoluble, qui est de
ide stannique hydraté. En chauffant cet acide, il devient
ın et représente, sans aucun doute, l'acide stannique na-
el.

Acide stannique blanc, potée d'étain. — Ce produit est blanc et pulvérulent. On peut l'obtenir en mettant l'étain métallique et grenaillé en contact avec l'azotate hydrique : il se fait une réaction violente dans laquelle l'azotate est décomposé, et l'étain passe à l'état de stannate hydrique insoluble. Le stannate étant recueilli et calciné, donne l'acide stannique libre. On peut l'obtenir encore en calcinant l'étain dans un four à réverbère ou dans un four de potier de terre. On donne à ce produit le nom de *potée d'étain*. Il est employé pour polir les glaces et le cristal. Cet acide résiste à une température très élevée sans s'altérer, ni se volatiliser, et possède la plupart des propriétés chimiques du précédent; cependant, en présence des bases, chacun d'eux joue un rôle différent. Le premier a été nommé *acide stannique*, et le second, *acide métastannique*. Il résulte donc de ce fait que les acides stanniques diffèrent à l'état de liberté et à l'état de combinaison; en un mot, que bon nombre de réactions chimiques ne détruisent pas leur état moléculaire. Cependant, on peut les faire passer d'un état dans l'autre. Si l'on considère, ainsi que l'a fait M. Frémy, les acides stanniques comme contenant 6 équivalens d'oxygène et ayant pour symbole $Sn_3 O_6$, on peut admettre qu'ils forment : l'acide stannique, des *composés tribasiques*, et l'acide métastannique, des *composés équi-basiques*.

Les acides stanniques donnent la preuve la plus évidente de la division ou de la réunion des molécules élémentaires dans les combinaisons chimiques : les composés libres, oxydes, chlorures, etc., sont bien comme leurs correspondans des composés du symbole $Sn X_2$; mais lorsqu'ils entrent en combinaison, ils se condensent trois molécules en une. Indépendamment de la relation, existante entre les sels de ces acides et les acides phosphoriques, il y a donc encore ce fait remarquable de la réunion de plusieurs équivalens en un seul.

* *Stannates*, Berz; *Métastannates*, Frémy.

MÉTASTANNATE SÉHYDRIQUE. — *Acide * stannique*, Berz. *acide métastannique*, Frémy $Sn_3 O_6$, 6 HO. Ce composé est blanc et pulvérulent. On l'obtient en traitant l'étain par l'azotate hydrique, lavant le produit à l'eau bouillante et le desséchant un courant d'air à la température ordinaire. Ce produit est un

able; en le desséchant dans le vide, il perd de l'eau; à
0° il en perd 4 équivalens et devient, par conséquent,
, 2 HO. Le stannate hydrique est soluble dans les dis-
ons d'oxyde hydro-potassique ou sodique; mais il est
ble dans l'ammoniaque; lorsque au contraire il a été dis-
ar ces oxydes et qu'on le fait renaître par un sel hydri-
cide); on obtient un précipité gélatineux qui est soluble
'ammoniaque et qui appartient encore aux stannates,
ui paraît différer des précédens par de l'eau dont la
té n'a pu être déterminée (Frémy). Le stannate hydri-
hauffé dans le sulfate équi-hydrique, s'y dissout et donne
oduit soluble dans l'alcool et dans l'eau, mais qui est dé-
sé par ce liquide à la température de l'ébullition. Le
te hydrique, qui se forme ainsi, ne se dissout point
'ammoniaque; il se dissout difficilement dans le chlo-
ydrique aqueux; la dissolution obtenue précipite par un
le chlorure; le précipité qui se forme en cette circon-
est soluble dans l'eau. Cette dissolution par le chlo-
ydrique n'est donc point comparable à celle de l'acide
stannique dans l'eau, ni à celle que donne le stannate
ique en pareille circonstance.

ASTANNATES POTASSIQUE, SODIQUE ET AMMONIQUE. — Les
tes équi-potassique, sodique ou ammonique, sont solu-
ns l'eau et se préparent en dissolvant le stannate hydri-
ns la dissolution des oxydes hydro-sodique, potassique ou
nique. Il est évident que, dans ce dernier cas, on devra
yer le stannate qui aura été précipité d'une dissolution
ique. Ces composés sont solubles dans l'eau et insolubles
'alcool; on n'a pu les faire cristalliser jusqu'à ce jour.
s sépare de l'excès de base qui peut les souiller, en les
itant par l'alcool de leur dissolution aqueuse. Le sel po-
ie a pour formule $Sn_3 O_6$, KO, 3 HO.

stannate hydrique, mis en contact avec l'équi-chlorure
ique, devient jaune et se trouve transformé en un com-
ue l'on peut considérer comme un stannate hydro-stan-
: $Sn_3 O_6$, SnO, 3 HO. Ce composé devient noir, en
nt de l'eau, lorsqu'on le dessèche dans le vide ou dans
rant de gaz carbonique; chauffé dans l'air, il absorbe
xygène et se change en acide stannique blanc. L'azotate
que le suroxyde également. Il se dissout dans le chlorure

hydrique en donnant du chlorure équi-stannique, et un composé de chlorure hydrique et de stannate hydrique, dont il a été question p. 371. Il se dissout aussi dans une dissolution aqueuse d'oxyde hydro-potassique et donne une liqueur jaune qui se décolore lorsqu'on la chauffe; il se comporte d'ailleurs dans cette circonstance, comme un mélange d'oxyde hydro-stannique et de stannate hydrique.

Stannates, Berz. *Stannates*, Frémy.

Ces stannates se distinguent des précédens par leur composition générale et parce qu'ils sont cristallisables quand ils sont solubles dans l'eau.

STANNATE SÉHYDRIQUE, *oxide stannique*, Berz. *Acide stannique*, Frémy. 3 ($Sn O_2$), 7 HO (1). Ce composé est gélatineux lorsqu'il est humide; après avoir été desséché, il ressemble à de la gomme arabique ou à du verre, c'est-à-dire qu'il est amorphe et vitreux. On l'obtient en décomposant l'acide chloro-stannique dissous dans l'eau, par le carbonate calcique ajouté en quantité insuffisante pour décomposer tout le produit : il se fait du chlorure calcique, du stannate hydrique et de l'acide carbonique. En ne tenant point compte de l'eau, on a l'équation suivante :

$$Sn Cl_2 + 2 (CO_3 Ca) = Sn O_2 + 2 (CO_2) + 2 (Cl Ca).$$

Le stannate hydrique est soluble dans le chlorure hydrique aqueux, dans l'azotate hydrique, dans le sulfate hydrique, dans les oxydes hydro-natroïdiques, excepté dans l'ammoniaque.

---

(1) Lorsque l'on considère les autres composés dont l'acide stannique fait partie, il devient vraisemblable que ce stannate contient 6 et non 7 HO, comme on l'a été trouvé directement par l'expérience; cela est d'autant plus probable qu'il ne cristallise pas et qu'on n'est point assuré de l'avoir obtenu en proportions rigoureusement définies.

Si ce stannate contient réellement 7 HO, la statique corpusculaire indique que ces 7 équivalens appartiennent à deux ordres différens et qu'ils doivent s'y trouver ainsi : 3 HO, 4 HO. Il résulte de cette observation, qu'en traitant ce corps par la chaleur, trois équivalens d'eau doivent résister à une température plus élevée que les autres, à moins toutefois que le stannate dihydrique ait une telle tendance à se former, qu'il prenne naissance par une brusque transition.

cependant, comme le stannate hydrique précédent, d il a été combiné aux oxydes natroïdiques, puis pré- par un sel hydrique, il devient soluble dans l'ammo- ue.

est très peu stable. Lorsqu'on le chauffe à + 140°, il ne nt que deux équivalens d'eau et se trouve transformé en ate dihydrique, semblable au précédent.

dissolution, dans le chlorure hydrique, n'est détruite r l'eau ni par un excès de chlorure; le contraire a lieu le stannate séhydrique.

stannate tri-potassique, Sn_3O_6, 3 KO, 12 HO (1), oluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et peut cristalli- n prismes rhomboïdaux. Sa dissolution est précipitée par les sels solubles, même ceux de potasse. On peut l'obte- en chauffant l'acide stannique blanc avec un excès d'oxyde ro-potassique, dans un creuset d'argent, dissolvant le pro- dans l'eau et le soumettant à la cristallisation.

stannate tri-sodique, Sn_3O_6, 3 Na O, 12 HO, ressemble el précédent par ses propriétés, et cristallise en tables gonales; on l'obtient par un procédé semblable en substi- t l'oxyde hydro-sodique à l'oxyde hydro-potassique.

Appendice aux stannates.

l'on fait un alliage de deux parties pondérales d'étain et e partie de plomb, et qu'on le chauffe au contact de l'air à température élevée, il brûle avec facilité et donne un uit blanc jaunâtre qui est probablement un stannate, O_6, Pb O. Ce produit est employé pour donner la cou- blanche et l'opacité aux émaux; il sert aussi pour polir le e, et prend, comme l'acide stannique, le nom de potée ain. L'addition du plomb rend le produit moins coûteux

---

) Ce stannate peut très bien être $Sn\,O_2$, K O, 4 HO. Dans ce cas, il serait mple stannate, et les métastannates seraient des triples stannates. L'analogie M. Frémy a établie entre les stannates et les phosphates ne paraît pas néces- ; la différence de formule de ces composés le démontre, et il se peut très comme cela vient d'être dit, que les stannates soient simples et que les mé- nnates soient triples. Les citrates donnent de nombreux exemples de cet . Dans ce cas, les stannates natroïdiques doivent être formulés ainsi : O_2, Aλ O, 4 HO.

et plus facile à préparer parce qu'il est plus combu... L'alliage Sn_3Pb, chauffé au rouge dans un creuset ... s'embrase aussitôt qu'il a le contact de l'air, circonstance ... n'a pas lieu, lorsque l'on emploie les métaux isolément.

On trouvera, dans le tableau suivant, les stannates ana... par M. Frémy.

Métastannate hydrique	Sn_3O_8, 6 HO
— chauffé à + 140°	Sn_3O_8, 2 HO
Métastannate potassique	Sn_3O_8, KO 3 HO
— acide	2 (Sn_3O_8), KO 5 HO
Métastannate stannique	Sn_3O_8, SnO, 3 HO
Stannate hydrique	Sn_3O_6, 7? 6 HO
— chauffé à + 140° (comme le métastannate)	Sn_3O_6, 2 HO
Stannate potassique	Sn_3O_6, 3 KO, H...
— sodique	Sn_3O_6, 3 NaO, H...

Il existe trois sulfures stanniques qui correspondent ... composés oxygénés : Sn S, Sn_2S_3, SnS_2.

ÉQUI-SULFURE STANNIQUE. — *Protosulfure d'étain*, Th., ... *fure stanneux*, Berz. Ce sulfure est solide, d'une couleur ... d'ardoise et possède un léger éclat métallique. Il se dis... dans le chlorure hydrique aqueux, et donne du gaz sulfu... hydrique et de l'équi-chlorure stannique : Sn S + ClH = SH + Cl Sn. On obtient ce sulfure en fondant ensemble ... l'étain et du soufre en excès, et soumettant le mélange à ... température élevée. Comme le soufre se volatise en grande ... tie, on pulvérise le premier produit, on le mêle avec de no... veau soufre et l'on chauffe comme la première fois. On réu... rait mieux en chauffant l'étain dans la vapeur de soufre.

Lorsque l'on fait passer un courant de gaz sulfure hydri... dans la dissolution de l'équi-chlorure stannique, il se for... un précipité brun-*chocolat*, qui est de l'équi-sulfure stanni... que, probablement hydraté; en desséchant, et fondant ce ... duit à l'abri de l'air, on aurait facilement de l'équi-sulfu... très pur.

SESQUI-SULFURE STANNIQUE. — *Sulfure sus-stanneux*, Ber... Sn_2S_3. Ce sulfure est solide, jaune-grisâtre avec éclat m... tallique, qui devient plus apparent par le frottement. Chau... fortement, il perd un iers du soufre qu'il contient et devie...

équi-sulfure : $Sn_2S_3 - S = 2\,SnS$. Le chlorure hydrique aqueux l'attaque, lui enlève un quart de l'étain qu'il contient et le fait passer à l'état de bi-sulfure : $2\,(Sn_2S_3) + ClH = SnCl + 3\,(SnS_2) + H$...?

On obtient l'équi-sulfure stannique en chauffant l'équi-sulfure stannique avec le tiers de son poids de soufre, tous deux pulvérisés et bien mélangés. Il ne faut point dépasser la chaleur du rouge obscur ; car, sans cette précaution, il se reformerait de l'équi-sulfure qui, seul, résiste à une température très élevée.

ACIDE SULFO-STANNIQUE. — *Bi-sulfure d'étain*, Th. ; *sulfure stannique*, Berz. ; *or mussif*, *or mosaïque*. — Ce composé est solide en lamelles d'un brun-jaunâtre doré ; son poids spécifique = 4,44 ; sa chaleur spécifique = 0,11932. Lorsqu'on le chauffe, il perd d'abord le quart de son poids de soufre et passe à l'état de sesqui-sulfure, puis bientôt la moitié, et passe à l'état d'équi-sulfure. Les sels hydriques les plus puissans ne l'attaquent point ; l'eau régale le dissout. Il est soluble dans les dissolutions des oxydes, des sulfures et des carbonates natroïdiques ; il chasse l'acide carbonique de ces derniers ; il se dissout aussi dans les sulfures hydro-natroïdiques, en chassant du gaz sulfure hydrique de la combinaison.

On connaît depuis très long-temps un procédé fort remarquable pour préparer ce sulfure. Ce composé consiste à faire un amalgame avec 12 parties d'étain et 6 de mercure, à le pulvériser et à le mêler avec 7 parties de fleurs de soufre et 6 parties de sel ammoniac ; à introduire ce mélange dans un matras de verre et à le chauffer au bain de sable, en ayant soin de couvrir le vase avec un bouchon de papier pour empêcher l'air de se renouveler trop facilement.

Pour faire l'amalgame, on fond l'étain, on y ajoute ensuite le mercure, on le retire du feu, et on le coule aussitôt que le mélange est fait.

Le mercure n'agit point chimiquement, il a pour but de rendre l'étain pulvérisable et de le diviser pour le rendre plus apte à se combiner. Le chlorure ammonique agit probablement en donnant naissance à du chlorure stannique et à du sulfure ammonique qui se décomposent mutuellement avec une grande facilité, et donnent du sulfure stannique qui s'unit à une deuxième proportion de soufre.

On peut encore obtenir l'acide sulfo-stannique en chauffa un mélange d'acide stannique, de soufre et de chlorure amm nique (Graham).

Lorsque l'on fait passer un courant de gaz sulfure hydriq dans une dissolution de bi-chlorure stannique, on obtient précipité jaune de soufre, qui est de l'acide sulfo-stanniq hydraté. En le chauffant, il se dessèche et passe à l'état d'u masse vitreuse.

Il est probable qu'il existe, entre les acides sulfo-stanniqu obtenus par voie sèche et par voie humi le, les mêmes rappor qu'entre les acides métastannique et stannique.

ÉQUI-CHLORURE STANNIQUE. — *Sel d'étain*, *proto-chlorur d'étain*, Th.; *chlorure stanneux*, Berz. Sn Cl et Sn Cl, 3 HO. Ce composé, lorsqu'il est anhydre et fondu, e en masse grise, à cassure vitreuse; sa chaleur spécifique 0,10161. On l'obtient en chauffant l'étain dans un cour de chlorure hydrique; de l'hydrogène se dégage dans cet circonstance. On l'obtient encore en chauffant jusqu'au ro un mélange de parties égales d'étain métallique et d'aci chloro-mercurique dans une cornue. Le mercure est sép et réduit en vapeur que l'on peut recueillir, et le chlorure q est volatil distille à son tour.

L'étain métallique se dissout dans le chlorure hyd aqueux concentré et donne de l'équi-chlorure stannique draté, qui cristallise très bien quand on concentre la liq Dans cette opération, il se dégage de l'hydrogène infect est important de l'éviter ou de le brûler. Lorsque l'on d ce composé dans l'eau, il se détruit en partie et donne u cipité blanc, qui est de l'oxychlorure stannique Sn O, 2 HO. L'eau chargée de chlorure hydrique le dissou donner lieu à un précipité. Dans les deux cas, il se for *chlorure hydrostannique*. L'équi-chlorure stannique est quable par l'action qu'il exerce sur un grand nombre de chlorés ou oxygénés, en leur enlevant le chlore ou l'o en partie ou en totalité; c'est ainsi qu'il détruit le bi-ch mercurique et le fait passer successivement de l'état d'équ chlorure et même de mercure métallique, qu'il fait passer composés sous-ferriques à l'état de sels ferriques, qu'il détru même l'acide sulfureux en donnant naissance à un dépôt de soufre.

qui-chlorure stannique est employé par les teinturiers et primeurs sur tissus, comme un mordant propre à fixer les couleurs, telles que l'écarlate. Il est encore employé e corps réduisant. Dans les laboratoires de chimie, on en fréquent usage, comme d'un réactif précieux, pour ré- es composés oxygénés ou chloroïdés.

QUI-CHLORURE STANNIQUE. — *Chlorure sus-stanneux*, Berz. tient ce composé en dissolvant le sesqui-oxyde stanni- r le chlorure hydrique dans un vase fermé, pour éviter de l'air. La dissolution que l'on obtient ainsi donne ent du pourpre de Cassius avec l'acide chloraurique.

DE CHLORO-STANNIQUE. — *Bi-chlorure d'étain*, Th. *deuto- re d'étain ; liqueur fumante de Libavius; chlorure stanni-* erz., $Sn\,Cl_2$. L'acide chloro-stannique est liquide, in- volatil et répand d'épaisses vapeurs à l'air. Son odeur t irritante. Son point d'ébullition est à 120°. Le poids que de sa vapeur = 9,1997, selon M. Dumas; sa cha- écifique = 0,14759. Il s'unit à l'eau et donne un com- ristallisable ; mêlé avec le tiers de son poids de ce liquide, end en une masse cristalline : une plus grande quantité le t facilement et la dissolution ne se trouble point par un le chlorure hydrique, comme le produit que donne le annate hydrique avec le chlorure hydrique aqueux, en quantité convenable (Berzélius). L'acide chloro-stanni- hyre absorbe le sulfure hydrique et donne un composé dans lequel il y a 3 équivalens de chlorure contre 2 de . Ce composé est détruit par la chaleur et donne du chlo- annique volatil, et du sulfure fixe ; versé goutte à goutte eau, il est également décomposé en chlorure qui se dis- eu sulfure qui se précipite. L'acide chloro-stannique e le gaz ammoniac, et donne un composé solide pulvé- et incolore, $Sn\,Cl_2, Az\,H_3$; il absorbe aussi le phos- noniaque et donne un composé solide : $3\,(Sn\,Cl_2), PH_3$. e chloro-stannique s'unit à l'alcool et le décompose en nt naissance à de l'éther hydrique et à de l'oxychlorure ux. Ce produit, dissous dans l'eau, donne un précipité par le sulfure hydrique, probablement d'acide sulfo- que hydraté. Il ne réduit point les composés oxygénés loroïdés, comme l'équi-chlorure stanneux. Lorsqu'on une lame de zinc dans sa dissolution, elle donne

naissance d'abord à un dépôt blanchâtre, puis à de l'étain.

Pour préparer l'acide chloro-stannique, il faut faire un amalgame de 2 parties d'étain et de 1 partie de mercure; le pulvériser, le mêler avec 8 parties d'acide chloro-mercurique et le distiller dans une cornue munie d'un récipient bien sec et plongé dans la glace; le mercure est réduit et l'acide chloro-stannique se forme et passe à la distillation. On obtient encore ce produit en traitant l'équi-chlorure stannique par le chlore sec. Lorsque l'on veut le préparer pour l'avoir en dissolution dans l'eau, il suffit de dissoudre l'étain dans l'eau régale.

BROMURES STANNIQUES. — Le brôme s'unit directement à l'étain et peut donner deux brômures : Br Sn et Br$_2$ Sn. Le premier est solide et blanc; le second incolore, cristallisable, très fusible et volatil. Tous deux sont solubles dans l'eau.

IODURES STANNIQUES. — L'équi-iodure (Sn I) est solide, rouge-brun, translucide, fusible, volatil et soluble dans l'eau. En dissolvant l'équi-chlorure stannique dans de l'eau chargée d'un iodure natroïdique et faisant évaporer la liqueur, on peut obtenir des cristaux qui sont formés d'iodure stannique et d'iodure natroïdique (Sn I)$_2$, AλI (P. Boullay).

Le stannate hydrique est soluble dans une dissolution aqueuse d'iodure hydrique et donne un produit que l'on considère comme étant le bi-iodure stannique ou l'acide iodo-stannique; mais il se fait toujours une combinaison intime de l'eau avec les composés chloroïdo-stanniques, et l'on ne connaît pas le véritable acide iodo-stannique qui devrait être nécessairement anhydre.

Les oxysels stanniques sont très peu connus et généralement fort peu stables. On les obtient en ajoutant les hydrates stanniques aux divers composés hydriques qui représentent le genre de sel que l'on veut obtenir.

SULFATE ÉQUI-STANNIQUE. — L'étain se dissout dans le sulfate hydrique concentré et donne un produit soluble dans l'eau et cristallisable. En distillant un mélange de 1 proportion d'équi-sulfure stanneux et de au moins 3 proportions d'oxyde mercurique, on obtient un résidu solide et blanc, qui est du sulfate stannique anhydre.

La *dissolution d'étain de Bancroft* contient du sulfate stan-

nique ; on la prépare en mettant en contact 4 parties d'étain grenaillé et 6 parties de chlorure hydrique aqueux. Après une heure, on y ajoute peu-à-peu 3 parties de sulfate hydrique : la réaction devient violente, la température s'élève et une partie de l'étain se dissout. Quand la réaction est terminée, on enlève l'étain non dissous, on le pèse et l'on ajoute une telle quantité d'eau que la liqueur contienne 8 parties de ce liquide contre 1 d'étain (Berzélius).

Extraction de l'étain.

L'extraction de l'étain serait fort simple si le seul minerai qui fournit ce métal était de l'acide stannique pur ; mais il est toujours accompagné de *gangue* et souvent même de sulfures métalliques, particulièrement de chalkopyrite, quelquefois d'arséniures. Après les opérations mécaniques ordinaires, lavage et bocardage, le minerai est grillé pour chasser l'arsenic et une partie du soufre. Le produit grillé est ensuite réduit par du charbon ; mais on ajoute des matières calcaires pour enlever la silice qui accompagne le minerai et que les lavages n'ont pu séparer. Il résulte donc de ceci un produit métallique impur et des scories formant un véritable laitier, comme dans le travail des minerais de fer. L'opération est faite dans des fourneaux très variables, tels que des fourneaux à manche, des hauts-fourneaux ou des fourneaux à réverbère. La matière métallique est purifiée par une espèce de liquation qui consiste à la tenir en fusion dans une chaudière : il se fait un départ dans lequel l'étain vient à la surface, tandis que des alliages, plus ou moins sulfurés, restent à la partie inférieure. Le métal affiné est séparé par décantation et moulé.

Les scories, qui retiennent de l'étain, sont soumises à de nouveaux traitemens en les mêlant avec du minerai.

Caractères des dissolutions d'étain.

Il existe deux sortes de dissolutions d'étain ; celles qui correspondent à l'équioxyde et celles qui correspondent à l'acide stannique. On n'a généralement affaire qu'à de l'équi et à du bi-chlorure d'étain.

Équi - composés stanniques.

Dissolution incolore ; saveur styptique.

Le *sulfure hydrique* y fait naître un précipité d'*équi-sulfure stannique*, d'une couleur *brun-chocolat*.

Les *sulfures natroïdiques* agissent de même; un grand excès de sulfure alcalin peut redissoudre le précipité.

L'*ammoniaque*, le *sesqui-carbonate ammonique*, le carbonate potassique et le carbonate hydro-potassique y produisent un *précipité blanc d'hydrate*, insoluble dans un excès de réactif.

L'*oxyde hydro-potassique* agit comme les réactifs précédens; mais il peut redissoudre le précipité quand on l'ajoute en excès.

Les *cyanoferrures*, rouge et jaune, donnent des précipités blancs qui leur correspondent.

L'*infusion de noix de galle* donne un précipité jaunâtre.

L'*iodure potassique* donne d'abord un précipité blanc qui peut devenir rouge par la concentration (iodure stannique).

Le *zinc* précipite facilement l'étain en cristaux prismatiques qui semblent translucides.

Le *protochlorure stannique* jouit en outre de la propriété de décomposer une foule de corps qui peuvent lui céder du chlore ou de l'oxygène, tels sont les sels d'or et de mercure (V. les caractères de ces sels).

Dissolutions correspondant à l'acide stannique.

Ces dissolutions sont incolores comme les précédentes.

Le sulfure hydrique y fait naître lentement un précipité jaune-clair, de bi-sulfure stannique, probablement hydraté.

Les *sulfures natroïdiques* agissent de même, mais instantanément; un excès de *réactif* ou de l'*ammoniaque* peut redissoudre le précipité.

L'*oxyde hydro-potassique* donne un précipité blanc qu'il redissout facilement (Pour l'ammoniaque, *V.* p. 371, 372-373).

Le *carbonate potassique* fait effervescence et donne un précipité qu'il peut redissoudre.

Le *carbonate hydro-potassique* et le *sesqui-carbonate ammonique* donnent un précipité qu'ils ne peuvent redissoudre.

Le *zinc* précipite l'étain après avoir donné un précipité blanc, insoluble.

TITANE.

Ménachin.

Ti = 333,66 (Rose); 295,87 (Mosander).

Le titane n'existe point libre dans la nature. On le trouve quelquefois en petits cristaux cubiques, d'une couleur cuivrée, dans les scories de quelques hauts fourneaux. Il a été observé, pour la première fois en 1791 par W. Grégor qui l'a rencontré dans une espèce minérale, connue sous le nom de ménachanite. — En 1794, il a été étudié par Klaproth qui l'a rencontré dans la rutile.

Le titane est rouge de cuivre, très dur, infusible, inattaquable par tous les agens chimiques, excepté par un mélange de fluorure et d'azotate hydriques. On peut obtenir ce métal en chauffant à un violent feu de forge, un mélange d'acide titanique et de charbon. On l'obtient encore en distillant l'acide chlorotitanique ammoniacal. Il est alors en poudre très ténue, qui s'oxyde quand on le chauffe à l'air et qui se dissout dans l'eau régale; ce qui n'a pas lieu pour le titane cristallisé.

Les principaux composés oxygénés du titane existent dans la nature, tels que le *Brookite* Ti_2O_3? le *rutile* et l'*anatase* TiO_2; la *nigrine* Ti_2O_3, FeO; l'*illménite* $TiFeO_3$.

ACIDE TITANIQUE. — Ce produit est dimorphe et connu sous les noms de *rutile* et d'*anatase*.

Rutile. — Substance naturelle, rougeâtre, très dure, cristallisant en prismes carrés dont la hauteur est au côté de la base, environ : : 21 : 46 (Beudant), divisables parallèlement à leurs pans. Son poids spécifique = 4,25.

Anatase.—Substance blanchâtre à éclat métallique, quelquefois brune et transparente, cristallisée en octaèdres aigus à bases carrées. Son poids spécifique = 3,82.

M. Beudant pense que cette espèce pourrait bien être identique avec la précédente, attendu que sa forme peut en être déduite par des modifications sur les angles; mais la différence des poids spécifiques de ces substances permettrait d'en admettre l'isomérie, quand bien même elles seraient isomorphes.

Dans les laboratoires on obtient l'acide titanique sous forme d'une poudre blanche. Cette poudre est infusible et inattaquable par la plupart des agens chimiques; cependant elle se dissout dans les carbonates et les oxydes natroïdiques à une température élevée. Il n'est réduit par le charbon qu'à une température très élevée. Si l'on chauffe de l'acide titanique dans une cavité creusée dans un charbon, la partie extérieure seulement se réduit complétement; la partie moyenne devient noire et ne subit qu'une réduction partielle; c'est ce qui porte à admettre un oxyde titanique. Cet oxyde résiste à presque tous les agens chimiques; cependant il se dissout dans le *sel de phosphore* quand on le chauffe au chalumeau et donne un verre d'un brun-rouge foncé, presque noir.

Le *titanate hydrique* est une masse blanche gélatineuse, qui se dissout dans les composés hydriques ordinaires et se distingue par là de l'acide titanique proprement dit. Quand on le chauffe, il perd d'abord l'eau qu'il renferme; mais à une température plus élevée, il entre tout-à-coup en ignition et subit une transformation isomérique sans changer de poids. A cette époque, il est devenu insoluble dans les composés hydriques. M. Berzélius fait remarquer qu'il est très probable que l'acide titanique présente les mêmes cas d'isomérie que l'acide stannique.

Quand on fait un mélange d'acide titanique et de charbon, et qu'on le chauffe dans un courant de chlore sec, exactement comme s'il s'agissait d'obtenir le chlorure de silicium, il se fait de l'acide chloro-titanique.

L'espèce minérale nommée *brookite*, que l'on considère comme isomère de l'acide titanique pourrait fort bien n'être rien autre chose que l'espèce Ti_2O_3. Ce serait cette substance qui, en se combinant isomorphiquement avec l'oligiste, produirait l'*illménite*. La *nigrine*, qui est isomorphe avec le fer oxydulé, est probablement formée par la réunion du *brookite* au protoxyde de fer: Ti_2O_3, FeO = Ti_2FeO_4.

L'*acide chloro-titanique* est un liquide incolore à odeur piquante, et répandant des vapeurs à l'air. Il bout à + 135° son poids spécifique est plus grand que celui

de l'eau; celui de sa vapeur est de 6,836. Il s'unit violemment à l'eau, à l'ammoniaque et le phosphammoniaque.

L'acide chloro-titanique, obtenu comme il vient d'être dit, [illegible] dont on le prive en l'agitant d'abord avec du mercure, puis avec du [illegible] s'en emparent, et enfin en le distillant.

Si l'on fait un mélange du fluorite, d'acide titanique, et de sulfate [illegible] que très concentré; si l'on chauffe ce mélange dans une cornue de platine, on obtient de l'acide fluotitanique sous forme d'un liquide incolore, répandant d'épaisses vapeurs à l'air, analogue aux précédens (M. Unverdorben).

En France, on prépare l'acide titanique avec le rutile. Pour cela, il faut réduire ce corps en poudre très fine et le fondre dans un creuset de platine avec 3 fois son poids de carbonate potassique. Le produit de cette fusion est pulvérisé et lavé jusqu'à ce que les liqueurs passent troubles; on le dissout ensuite à la fontaine soluble, dans du chlorure hydrique aqueux, très concentré. La liqueur contient alors du potassium, de l'étain, du fer, du manganèse et du titane. On y ajoute un mélange d'ammoniaque et de sulfure ammonique: l'étain demeure en dissolution à l'état de sulfure; si le sulfure ajouté est en quantité suffisante, ce que l'on reconnaît à son odeur, persiste; les autres métaux sont précipités. Après un repos suffisant, on décante la liqueur claire, et le précipité est mis en macération dans de l'eau saturée du gaz sulfureux: tous les sulfures métalliques se dissolvent et l'acide titanique seul demeure insoluble à l'état hydraté. On le recueille, on le lave et on le sèche.

Caractères des composés titaniques.

Les composés titaniques sont presque tous insolubles et difficiles à [illegible]

L'acide titanique, chauffé avec *le sel de phosphore* au feu de réduction du chalumeau, donne une perle violette. S'il contient du fer, la couleur est *rouge de sang*.

Les titanates alcalins, insolubles dans l'eau, peuvent s'y dissoudre par le chlorure hydrique. La dissolution devient rouge par l'addition d'une infusion de noix de galle. Le zinc métallique donne une teinte bleue au titanate hydrique récemment précipité.

APPENDICE A LA CHIMIE MINÉRALE.

La classification, plutôt pratique que philosophique, qui a été suivie dans cet ouvrage pour exposer les élémens de la chimie minérale, n'a pas permis de décrire, d'une manière convenable, plusieurs composés qui auraient perdu tout l'intérêt qui se rattache à leur histoire chimique, s'ils avaient été divisés et exposés en même temps que les métaux; tels sont les *aluns* et les *silicates*. Les premiers de ces corps auraient pu être placés convenablement à la suite des natroïdes; mais j'ai préféré les mettre à la fin de la chimie minérale, afin qu'ils servent d'exemples, comme application des principes développés dans le chapitre de la classification de la *Chimie générale*.

Les composés de ce dernier groupe ne sont véritablement caractérisés que par leur état moléculaire, et d'une manière graphique, par la formule qui les représente; chacun des éléments qui entre dans cette formule peut être remplacé par un autre élément de la même série (*V.* t. 1, p. 297).

On trouve dans ce chapitre des exemples qui se rapportent aux types, à leurs classifications, aux combinaisons isomorphiques, à l'isodynamie et aux substitutions.

ALUNS.

On représente habituellement les aluns par la combinaison intime d'un composé 3 (XO_3), R_2O_3 et d'un autre composé XO_3, ΔO avec 24 équivalens d'eau, soit 3 (XO_3), R_2O_3; XO_3, ΔO; 24 HO. Les composés 3 (XO_3) R_2O_3 peuvent être réduits au tiers (*V.* t. 1, p. 579.) soit à XO_4 R 2/3; mais on peut les réduire encore plus en représentant le type de l'alun comme celui d'un simple sulfate contenant deux métaux dont le rapport est facile à trouver en divisant la formule par 4; on a ainsi :

$$\left\{\begin{matrix} O_4 \\ \end{matrix}\right\} \begin{matrix} R\ 1/2 \\ \Delta\ 1/4 \end{matrix} \left\{\begin{matrix} \\ \end{matrix}\right. 6\ HO.$$

Dans cette formule X est ordinairement du soufre; il est probable que l'on pourrait le remplacer par du sélénium, du tellure, et probablement par les autres corps qui jouent le même rôle que le soufre dans les composés semblables aux sulfates, tels que le chrôme et le manganèse. R est de l'aluminium, du chrôme ou du fer, ou du manganèse; Δ est la natroïde. La formule des aluns devient donc :

$$\left.\begin{matrix} S \\ Se \\ Te \\ Cr \\ Mn \\ Fe \end{matrix}\right| O_4 \left| \begin{matrix} \frac{Al}{2} \\ \frac{Cr}{2} \\ \frac{Fe}{2} \\ \frac{Mn}{2} \end{matrix} \right| \begin{matrix} \frac{K}{4} \\ \frac{Am}{4} \\ \frac{Na}{4} \end{matrix} \Bigg| \quad 6\,HO\ (1).$$

Les aluns peuvent être produits facilement par la réaction directe des composés $X\,O_4\ 2/3\,R$ et $X\,O_4\ \Delta$. Le sulfate de fer ferrique peut faire partie des aluns natroïdiques, puisque beaucoup d'aluns donnent un précipité presque blanc, qui devient bleu-clair, puis bleu-foncé, par le cyanure ferro-bipotassique et le contact de l'air; mais on ne sait pas comment ce sulfate tient lieu du sulfate natroïdique; s'il est contraint, par l'influence de leur masse, à jouer le même rôle qu'eux, ou, s'il intervient, comme on pense que cela a lieu quand les oxydes remplacent les natroïdes. Toutefois on ne connaît point d'aluns ne contenant point de natroïdes.

La forme des aluns est l'octaèdre régulier. Je me suis assuré, par des mesures précises et sur des cristaux très nets, que les angles de cet octaèdre sont bien ceux du système.

(1) La chaleur spécifique de l'alun n'est point connue, sans cela il est probable qu'elle conduirait à une formule plus réduite encore que celle-ci.

cependant ces octaèdres présentent souvent des défauts ymétrie dans leurs combinaisons avec d'autres formes, s que le dodécaèdre rhomboïdal; c'est-à-dire que les es et même les angles ne se modifient pas toujours tous ne manière identique. Les aluns appartiennent-ils au sys- e régulier par la valeur de leurs angles ou par l'état d'équi- e de leurs élémens moléculaires, tandis que l'arrangement es mêmes élémens appartient à un autre système? La stati- corpusculaire pourrait sans doute donner une réponse à e question, si l'on connaissait la chaleur spécifique des s (1).

ous les aluns connus sont solubles dans l'eau et décompo- es par la chaleur; mais leur mode de décomposition varie n la nature de leurs élémens.

es aluns portaient encore, il y a quelques années, le nom ulfates; aujourd'hui, on les nomme *aluns* et on les spécifie les noms des métaux entrant dans leur composition; lors- n des métaux est de l'aluminium, on ne l'indique pas; on lonc: *alun chromico-potassique* et simplement *alun po- ique.*

es aluns connus sont le potassique, l'ammonique, le sodi- le chromico-potassique, le ferrico-potassique et le man- co-potassique.

Alun potassique.

et alun est incolore et limpide, lorsqu'il est cristallisé en èdres; son poids spécifique = 1,71; sa saveur est stypti- et un peu sucrée. Lorsqu'on le chauffe, il fond, se bour- lle et perd d'abord de l'eau, puis il se solidifie. Si l'on uffe plus fortement, il dégage du gaz sulfureux et de l'oxy- e; il reste enfin un résidu formé de sulfate potassique et yde aluminique.

'alun potassique, fortement desséché, porte le nom d'*alun iné;* il est employé comme un léger escarrhotique.

---

(1) Si cette chaleur spécifique était connue, elle donnerait un coëfficient énor- n la multipliant par le poids attribué généralement à l'alun; l'énormité de me coëfficient serait une preuve évidente que les formules chimiques ne re- ntent pas l'état moléculaire réel des corps et que les molécules se divisent en se inant.

M. Poggiale a fait connaître la solubilité des aluns potassiques, anhydre et à l'état de cristaux hydratés. Voici les résultats qu'il a obtenus :

Température.	Alun anhydre.	Alun cristallisé.	Temp.	Alun anhydre.	Alun cristallisé.
0°	2,10	3,90	60°	26,70	66,65
10°	4,99	9,52	70°	35,11	90,67
20°	7,74	15,13	80°	45,66	134,47
30°	10,94	22,01	90°	58,68	209,31
40°	14,88	30,92	100°	74,53	357,48
50°	20,09	44,11			

Une dissolution bouillante de cet alun en contient 4/7 à son poids.

Si l'on ajoute de l'alumine hydratée, en gelée, à une dissolution bouillante d'alun, il peut s'en dissoudre une certaine quantité. L'alun, soumis à la cristallisation, à une température inférieure à 43°, donne alors des cristaux cubiques qui ne sont point limpides. La conservation du système de cristallisation, dans cette circonstance, démontre-t-elle que l'alumine n'est qu'interposée mécaniquement? Ou bien la forme cubique observée appartient-elle à un nouveau composé différent essentiellement de l'alun, mais cristallisant dans le même système? La perte de transparence du composé donnerait à penser que la première opinion doit être prise en considération ; mais cela est insuffisant pour décider la question d'une manière décisive.

C'est ce composé cubique qui porte le nom d'*alun de Rome*. Cet alun peut être redissous et peut cristalliser de nouveau tant qu'on n'élève pas la température au-dessus de 43°. Quand on le chauffe davantage, il se forme du sulfate aluminique basique qui se sépare, et la liqueur donne alors des cristaux octaédriques. Si l'on ajoute de l'hydrate potassique à une dissolution bouillante d'alun, il se fait un précipité qui se redissout immédiatement; cependant, à une certaine époque, il cesse de se dissoudre. Si l'on arrête l'addition de l'hydrate potassique, la liqueur se trouble par le refroidissement, et peut donner des cristaux cubiques comme la précédente.

Les procédés usités pour préparer les aluns aluminiques sont très variables; mais ils ont toujours pour but de mettre en présence du sulfate aluminique et du sulfate potassique ou ammonique.

L'alun de Rome, qui a eu une grande réputation dans le commerce avant que l'on ait pu le remplacer en France par des aluns ou du sulfate aluminique exempts de fer, se prépare avec l'*alunite*, pierre naturelle que l'on trouve à la *Tolfa*. On ne connaît pas bien la composition de l'alunite de la Tolfa; mais il résulterait d'une analyse de M. Berthier que l'alunite de Beregszasz en Hongrie serait de l'alun, moins 18 équivalens d'eau. Ceci n'explique pas la nécessité de calciner les alunites pour en faire de l'alun et surtout le résidu insoluble que les eaux de lavages ne peuvent enlever. Peut-être que cette alunite diffère de celle de la Tolfa. Quoi qu'il en soit, ces alunites sont calcinées et soumises à des lavages; les eaux provenant de ces lavages sont ensuite évaporées et abandonnées à la cristallisation.

On peut facilement produire de l'alun de toutes pièces en faisant du sulfate aluminique et le réunissant ensuite à du sulfate potassique. Le sulfate aluminique peut être préparé avec des argiles blanches aussi exemptes de fer que possible. Pour cela on les calcine jusqu'au rouge sombre; on les pulvérise et on les traite par le sulfate hydrique, tel qu'il sort des chambres de plomb.

Dans les départemens de l'Oise, de l'Aisne et de la Somme, on fait de l'alun en même temps que de la *couperose verte*.

Pour obtenir ce résultat, on soumet des argiles plastiques, mélangées de sperkise, au contact de l'air humide. Les argiles employées sont celles que l'on trouve immédiatement au-dessus des terrains crétacés; elles sont accompagnées de lignite, bitumineuses, et imprégnées de matières charbonneuses qui les colorent en noir bleuâtre. Le sperkise $Fe\,S_2$ étant formé de 2 équivalens de soufre et de 1 équivalent de fer, peut donner naissance à 1 équivalent de sulfate équi-ferrique et à 1 équivalent de sulfate hydrique, en absorbant l'oxygène et l'humidité atmosphériques. Ce dernier sulfate dissout l'alumine des argiles et donne du sulfate aluminique. On a donc en présence du sulfate ferrique et de sulfate 2/3 aluminique. Dans cette réaction, il est probable que la présence de la matière charbonneuse et de l'espèce de pétrole qui se dégage constamment empêche la suroxydation du sulfate ferrique. Cependant, si on laissait la réaction se prolonger, cette suroxydation aurait lieu. La température de la masse s'élève beaucoup, et

quelquefois jusqu'à l'incandescence; aussi, a-t-on vu des carrières de lignite prendre feu et brûler pendant des années, comme cela est arrivé dans les environs de Noyon.

Les matières argileuses sont lavées quand la réaction est assez avancée; les eaux des lavages sont ensuite concentrées par l'évaporation et conduites dans de vastes cristallisoires où le sulfate ferrique cristallise seul; le sulfate aluminique étant très soluble dans l'eau. Les eaux-mères sont recueillies, chauffées et concentrées, puis on y ajoute du sulfate potassique, on agite fortement et l'on soumet le tout à la cristallisation. L'alun potassique cristallise, mais il retient du fer. Pour l'en purifier, autant que possible, il faut le faire recristalliser; mais on ne l'en prive jamais entièrement par ce procédé. Le meilleur moyen serait, sans doute, d'en faire un composé sous-ferrique en le traitant par le chlore et de le précipiter ensuite par la craie. Il faut nécessairement que le fer soit à l'état de composé sous-ferrique pour obtenir ce résultat; sans cela il ne serait point précipité par la craie, et, en outre, quand bien même on emploierait un autre agent que la craie, soit la chaux vive, par exemple, l'hydrate aluminique serait précipité avec l'hydrate ferrique.

Au lieu de sulfate potassique, on peut employer d'autres sels potassiques tels que le chlorure et le carbonate; aussi, dans les pays où les savonneries donnent des résidus de chlorure potassique, on les emploie à cet usage. On emploie aussi la lessive des cendres.

Pour faire l'alun ammonique, on remplace le sulfate potassique par le sulfate ammonique. L'équivalent de sulfate ammonique étant plus faible que celui de l'équivalent du sulfate potassique, il en faut moins pour obtenir le même résultat, et, en outre, dans un poids donné d'alun ammonique il entre plus d'eau que dans le même poids d'alun potassique. Cela offre encore quelques autres avantages quand le sulfate potassique est à un prix élevé et que le sulfate ammonique est, au contraire, à bas prix.

Les aluns potassique et ammonique, que l'on peut indifféremment substituer l'un à l'autre, sont employés en quantité considérable dans la teinture.

Alun ammonique.

Cet alun possède tous les caractères physiques de l'alun potassique; mais il est moins dense. Lorsqu'on le mêle avec de l'hydrate calcique ou potassique, il donne une forte odeur d'ammoniaque. La chaleur lui fait d'abord perdre de l'eau; mais bientôt le résidu salin se décompose et il ne reste que de l'alumine : l'hydrogène de l'ammonium donne naissance à de l'eau; de l'acide sulfureux et du gaz azote se dégagent.

Si l'on admet que l'alun ammoniaque contient de l'oxyde d'ammonium, il ne renferme que 24 équivalens d'eau, comme l'alun potassique, mais si l'on admet qu'il contient de l'ammoniaque, il faut faire intervenir 25 équivalens d'eau pour établir sa composition; fait qui prouve l'excellence de la théorie de l'ammonium.

M. Poggiale a fait connaître la solubilité de l'alun ammonique dans l'eau :

Température.	Alun anhydre.	Alun cristallisé.	Temp.	Alun anhydre.	Alun cristallisé.
0°	2,62	5,22	60°	21,09	51,29
10°	4,50	9,16	70°	26,95	71,97
20°	6,57	13,66	80°	35,19	103,08
30°	9,05	19,29	90°	50,30	187,82
40°	12,35	27,27	100°	70,83	421,90
50°	15,90	36,51			

Alun sodique.

L'alun sodique ressemble aux précédens par sa forme cristalline; mais il s'effleurit facilement à l'air, et il résulterait de l'analyse qui en a été faite qu'il contiendrait 26 équivalens d'eau. La similitude des formes cristallines permet de repousser ce résultat; à + 16° 10 parties d'eau dissolvent 11 parties de ce sel.

On le prépare en ajoutant 1 équivalent de sulfate sodique à 3 équivalens de sulfate aluminique (SO_4 Al 2/3).

L'alun sodique est *inusité*.

Alun chromico-potassique.

Cet alun est d'une couleur pourpre par transmission et noir par réflexion; ses cristaux sont des octaèdres réguliers.

Depuis quelques années, il est employé dans la teinture dans l'impression sur tissus. On le prépare en faisant passer un courant de gaz sulfureux dans une dissolution de bi-chrômate potassique. Pour opérer convenablement, il faut employer une proportion de ce dernier sel et 3 proportions de gaz sulfureux. La liqueur qui est d'abord d'un jaune rouge très foncé, devient verte; quand la réaction est terminée, on lui ajoute 1 équivalent de sulfate hydrique, on évapore la liqueur à une température de 40° degrés au plus et elle donne des cristaux; si on la chauffait à une température plus élevée, l'alun serait détruit : on obtiendrait du sulfate potassique et une masse d'apparence gommeuse, verte, de sulfate sous-chrômique.

$$Cr_2\,O_7\,K + 3\,SO_2 = S_2\,O_9\,Cr_2 + SO_4\,K.$$

$$S_2\,O_9\,Cr_2 + SO_4\,K + SO_4\,H + 23\,HO = 3\,(SO_4\,Cr\,2/3) + SO_4\,K + 24\,H$$

Alun ferrico-potassique.

Ce sel ressemble beaucoup à l'alun potassique ordinaire et possède la même couleur.

Le défaut de couleur de cet alun et la couleur pourpre de l'alun chrômico-potassique donnent lieu à penser que les métaux représentés par R, dans la formule générale qui a été donnée précédemment, ne s'y trouvent pas dans le même état que dans les simples sulfates sous-métalliques. Dans ces derniers sulfates R entre pour 2/3 : (SO_4 R 2/3). Dans les aluns, ils entrent pour un demi-équivalent (SO_4 R 1/2, A 1/4, 6 HO).

Pour préparer l'alun ferrico-potassique, on mêle 3 équivalens de sulfate sous-ferrique, SO_4 Fe 2/3, à 1 équivalent de sulfate potassique. La liqueur est évaporée à une basse température et soumise à la cristallisation. L'alun ferrico-potassique se détruit quelquefois quand on chauffe sa dissolution. Ce peut-être lieu dans les mêmes circonstances que celles où se détruit l'alun chrômico-potassique; aussi est-il convenable d'évaporer à une température peu élevée. Ce sel est employé en teinture.

Alun manganico-potassique.

Cet alun est d'un brun violet. Il est peu stable et se décom-

ose lorsqu'on le dissout dans l'eau. On l'obtient en mettant
n présence un excès de sulfate sous-manganique et du sulfate
otassique. La liqueur est soumise à une évaporation lente et
onne des cristaux.

Ce sel a été obtenu pour la première fois par M. Mitscher-
ch. Il est sans usages.

SILICATES (1).

Les silicates peuvent être divisés en deux groupes princi-
aux : les naturels et les artificiels. Les premiers sont presque
oujours cristallisés ou cristallisables, et ont par conséquent
ne composition définie; les seconds, à quelques exceptions
rès, sont incristallisables, ne paraissent point composés en
roportions nettement déterminées et sont représentés par les
iverses espèces de verres.

Les silicates naturels forment le groupe le plus considéra-
le des espèces minérales, et quoique, par cela même, ils
oient décrits dans les traités de minéralogie, l'étude de leur
onstitution n'en appartient pas moins à la chimie. Je renver-
ai donc à ces derniers ouvrages pour que l'on puisse les y étu-
ier aux divers points de vue, géométrique, physique et géo-
ogique; mais on trouvera ici un aperçu de la composition, de
a constitution et de la classification des principaux silicates.

SILICATES NATURELS.

Les silicates naturels ne sont pas toujours d'une grande pureté; mais ils sont souvent bien cristallisés. Le défaut de pureté vient du mélange de plusieurs variétés du même type, ou de ce que les cristaux, en se formant, ont empâté les substances parmi lesquelles ils se trouvaient. On conçoit très bien que des produits naturels soient souvent mélangés, car ils se forment quand les circonstances le permettent, et les substances en présence donnent lieu à divers systèmes moléculaires, souvent du même type et qui peuvent par cela même être mélangés en toutes proportions.

En considérant la composition de bien des silicates, on serait porté à penser que leurs élemens peuvent se réunir en une infinité de proportions. Cependant, *si l'on fait des sommes de toutes les fractions des coëfficiens des équivalens isodynamiques, ou des mêmes séries, ces sommes donnent toujours des entiers ou des nombres*

(1) *V.* t. II, p. 13.

offrent des rapports simples les uns à l'égard des autres. Ainsi, une analyse rait donner :

1re série, ΔO.			2e série, $\Delta_2 O_3$.		
Oxydes	calcique	0,017	Oxydes sous-ferrique		0,[illegible]
—	magnésique	0,362	—	manganique	0,[illegible]
—	ferrique	0,437	—	chrómique	0,[illegible]
—	manganique	0,021	—	aluminique	0,[illegible]
Somme	=	0,837	Somme	=	1,[illegible]

Il est facile de voir que les sommes sont entre elles : : 1 : 2.

Un tel résultat ne peut être obtenu que parce que les corps se combi[illegible] proportions définies, et, puisqu'ils se combinent ainsi, il est évident que [illegible] molécule chimique, considérée à part, a une composition fort simple, et ne [illegible] ferme qu'un très petit nombre d'élémens, juste ce qui est nécessaire pour [illegible] tuer son système mécanique, et que le cristal obtenu est formé par la réu[illegible] plusieurs molécules, aussi simples les unes que les autres, mais renfermant [illegible] mens différens, qui se sont mélangées et peuvent cristalliser ensemble [illegible] qu'elles sont le résultat d'un même arrangement produit par des élémens en [illegible] bres égaux et parfaitement isodynamiques. Partant de là, on peut admet[illegible] que les rapports des coëfficiens des élémens de chaque série, indiquent les rap[illegible] des nombres des molécules de chaque sorte.

Lorsque les molécules minérales se forment, elles s'assimilent tout ce qui [illegible] entrer dans leur constitution : les molécules les plus stables naissent les pre[illegible] et ainsi de suite jusqu'à ce que la force d'agrégation les contraigne à se ré[illegible] pour constituer l'état solide, alors elles s'unissent ensemble. Cela fait qu'il est [illegible] la plus haute importance de citer les localités où l'on trouve les silicates et [illegible] toutes les autres espèces minérales; car cette indication caractérise souvent mi[illegible] leurs variétés que la notation chimique ne pourrait le faire.

On peut donc poser, comme un principe général de la nature, que tout corps [illegible] défini et d'une pureté absolue a ses élémens combinés en proportions nettement [illegible] terminées.

Quand les circonstances changent pendant la formation d'un cristal, les élém[illegible] changent eux-mêmes ; aussi, n'y a-t-il souvent que les petits cristaux qui so[illegible] bien homogènes; à mesure qu'ils grossissent, ils peuvent se recouvrir de molé[illegible] d'un même type, mais d'une autre nature, de manière à former des couches [illegible] centriques qui rendent alors le mélange de la plus grande évidence. On [illegible] aussi souvent des cristaux prismatiques qui sont comme engaînés les uns dans [illegible] autres (Aigue-marine, tourmaline, etc.).

Les cristaux ne sont pas toujours aussi homogènes qu'on pourrait le penser [illegible] premier aperçu ; quand ils se produisent au sein d'un liquide, ils sont formés [illegible] rangées de molécules qui sont parallèles, ou arcboutées les unes contre les autr[illegible] Ces rangées, qui sont pour ainsi dire la charpente du cristal, lui donnent la form[illegible] le reste vient après et n'est que du remplissage. Si ce remplissage n'a pas lieu, [illegible] cristal présente des cavités et n'est qu'une trémie. Il arrive souvent que des m[illegible] tières étrangères viennent se loger dans les cavités existantes entre les élém[illegible]

cristallin. C'est ainsi que les gros cristaux retiennent toujours une
irs eaux-mères et que l'on ne les purifie bien qu'en soustrayant celles-
tindre ce but, on les fait égoutter, on les lave et on les redissout pour
e à de nouvelles cristallisations. Ce sont des faits de cette nature qui
analyses des silicates si difficiles à exécuter, et qui peuvent même faire
npossible de les discuter convenablement lorsqu'elles sont terminées.
e rendre un compte exact de la manière dont les élémens chimiques
uvoir se remplacer mutuellement les uns par les autres en proportions
ère indéfinies, il faut admettre que, lorsque les matières en présence
onstances permettent qu'un type moléculaire prenne naissance, il se
eurs variétés de ces types moléculaires : chaque molécule prise iso-
ne constitution assez simple ; mais plusieurs sortes de molécules,
ar leur nature chimique, peuvent se former en même temps, et
les, parfaitement isodynamiques et constituées de la même manière,
ilement se réunir entre elles pour donner un corps homogène et sus-
ffecter une forme cristalline déterminée, parce que les axes de toutes
es sont identiques ou presque identiques. En appliquant ces principes à
minérale bien déterminée, par exemple, au type du grenat, on trouve
n exister seize sous-espèces principales, en n'admettant que les bases
té reconnues jusqu'à ce jour, et que ces sous-espèces, en se mélan-
ent donner une infinité de variétés de l'ordre chimique. Ainsi, les
nt simples; mais les cristaux sont le résultat de la combinaison que j'ai
morphique (*V.* t. 1, p. 81).
le suivant donnera une idée nette de ce dont il s'agit ici.
us qu'il soit question du grenat. Sa formule générale est $Si O_3, R_2 O_3$;
). En représentant R et Δ par leur valeur réelle, on a :

$_3$	$Al_2 O_3$	$Si O_3$	3 Ma O
	$Cr_2 O_3$		3 Ca O
	$Fe_2 O_3$		3 Fe O
	$Mn_2 O_3$		3 Mn O

t 16 variétés de molécules, distinguées par la nature chimique de leurs
ais appartenant toutes au type grenat :

1er groupe (aluminique).

$Si O_3, Al_2 O_3$;	$Si O_3$,	3 Ma O
———	—	3 Ca O
———	—	3 Fe O
———	—	3 Mn O

2e groupe (chromique).

$Si O_3, Cr_2 O_3$;	$Si O_3$,	3 Ma O
———	—	3 Ca O
———	—	3 Fe O
———	—	3 Mn O

3e groupe (ferrique).

$Si\,O_3, Fe_2\,O_3$;	$Si\,O_3$,	3 Mn O
———	—	3 Ca O
———	—	3 Fe O
———	—	3 Mn O

4e groupe (manganique).

$Si\,O_3, Mn_2O_3$;	$Si\,O_3$,	3 Mn O
———	—	3 Ca O
———	—	3 Fe O
———	—	3 Mn O

Le nombre des groupes eût été le même en les établissant par les bases de formule Δ O.

Ces 16 sortes de molécules appartenant toutes à un même type et formant substances isodynamiques, jouissent toutes d'une véritable égalité d'arrangement et de puissance, qui leur permet de cristalliser ensemble et de donner ainsi des variétés de grenats qui peuvent se multiplier pour ainsi dire à l'infini, comme j'ai déjà fait l'observation; cependant, il est évident que tous ces mélanges sont formés de systèmes définis, et qu'ils satisfont parfaitement à la théorie des proportions chimiques dans les conditions établies précédemment.

Il est excessivement probable que la nature n'emploie pas d'autres moyens pour former les corps, et qu'il est de la plus haute importance de distinguer aujourd'hui les combinaisons chimiques proprement dites, des combinaisons isomorphiques. Les premières combinaisons sont celles que l'on considère ordinairement; ce sont celles qui ont lieu dans l'intérieur des molécules; celles qui ont lieu par la réunion des corps *antagonistes* qui se neutralisent réciproquement; les secondes combinaisons sont celles qui sont formées par la réunion de corps *semblables*, qui donnent naissance à des masses ayant la forme, l'aspect et les principales propriétés que les masses produites par chaque sorte de molécules auraient pu avoir.

Rôle de l'acide silicique dans les silicates.

La connaissance du rôle absolu que jouent les élémens chimiques dans les composés qu'ils forment est toujours dans le champ de la spéculation. Le plus que l'on ait pu faire a été de déterminer quand les corps jouent des rôles semblables et encore cela présente-t-il souvent d'immenses difficultés.

M. Berzélius a admis le symbole $Si\,O_3$ pour l'acide silicique, et depuis les minéralogistes se sont conformés à l'opinion de ce savant. M. Gaudin a admis la formule $Si\,O_2$; M. Dumas celle Si O. Considérant que l'aluminium remplace quelquefois le silicium j'ai été conduit à admettre le symbole $Si_2\,O_3$.

L'alumine étant isodynamique avec l'oxyde sous-ferrique, la formule $Si_2\,O_3$ était indispensable; mais comme il est démontré que les corps se divisent en s'unissant et que dans les composés l'alumine est plutôt $Al_{2/3}\,O$ que $Al_2\,O_3$; il résulte de là que l'acide silicique rentre dans la formule de M. Dumas ou peut devenir Si O.

Il est encore à remarquer que, même en admettant que l'acide silicique existe et formé dans les silicates, ce qui est fort douteux, il est certain qu'il ne doit pas toujours s'y trouver uni de la même manière et qu'il doit y être divisé par différents facteurs.

Je résumerai ce qui précède en disant : *En général, on connaît la capacité de saturation des acides, et l'on ignore véritablement celle de l'acide silicique.* Cela tient à ce qu'il existe des silicates à tous les degrés possibles de saturation. La notation ordinaire ne représentant fidèlement que les proportions chimiques, il est convenable de ne pas s'écarter de ce système, d'adopter, une fois pour toutes, un symbole déterminé et de s'en servir en toutes circonstances.

Le symbole $Si\,O$, offre de grands avantages: il permet de simplifier beaucoup la plupart des formules; mais il ne donne que l'expression la plus simple, et n'est point adopté par les minéralogistes.

Quand les bases renferment 3 équivalens d'oxygène ou des multiples de 3, les formules dans lesquelles elles entrent présentent la même symétrie avec $Si\,O$, qu'avec $Si\,O_3$, seulement elles sont des sous-multiples de celles qui sont données par $Si\,O_3$.

Le symbole $Si\,O_2$ paraît convenable dans plusieurs circonstances, et il semble réunir les *silicates* avec les *titanates*, composés qui ont la plus grande analogie; ainsi le *sphène* est représenté de cette manière dans la notation ordinaire :

$$Ca\,O,\ (Ti\,O_2)_3;\ Ca\,O\ (Si\,O_3)_2.$$

Il est évident que si l'on faisait l'acide silicique $=Si\,O_2$, que cette formule deviendrait :

$$Ca\,O,\ (Ti\,O_2)_3;\ Ca\,O\,(Si\,O_2)_2 = Ca\ O,\ 3\begin{cases} Ti\ O_2 \\ Si\ O_2 \end{cases}$$

On verra bientôt qu'il est plusieurs raisons pour adopter une notation différente pour l'acide silicique et que c'est le symbole de l'acide titanique qui doit être changé.

Le symbole $Si_2\,O_3$ a la valeur indiquée précédemment et semble réellement devoir être adopté quand on considère les silicates aluminoïdiques : on voit l'acide silicique et l'oxyde aluminique s'unir en un si grand nombre de proportions que l'on serait tenté de penser que les composés ainsi formés ne représentent souvent que des combinaisons isomorphiques. Cependant, comme ces proportions ne s'éloignent pas des rapports simples, le contraire est encore plus probable; c'est-à-dire que ces sortes de silicates sont le résultat de combinaisons effectuées dans l'intérieur même des molécules et non par la juxta-position de ces dernières.

Le symbole $Si\,O_3$ a été adopté par M. Berzélius parce qu'il rapproche les silicates des sulfates et qu'il assimile le felspath potassique ordinaire (orthose) à l'alun anhydre; mais ce rapprochement n'a pas pour lui tout l'appui désirable : on connaît tant de silicates, tant de felspaths même, qui n'ont aucune analogie avec les sulfates connus, qu'il doit y avoir d'autres raisons pour faire adopter ce symbole.

Quand on discute la composition des silicates on voit que dans presque tous, l'oxygène de l'acide silicique est, à celui des bases $\Delta\,O$, comme 3 ou les multiples de 3 sont à l'unité.

La grande analogie, existante entre l'acide titanique et l'acide stannique, porte

à penser que ces deux acides doivent être représentés de la même manière, comme les stannates sont aujourd'hui bien connus, l'acide titanique et l'acide stannique seraient : $Ti_3 O_6$ et $Sn_3 O_6$ (V. p. 370 de ce vol.). L'acide silicique qui présente des rapports très évidens avec ces deux derniers acides, pourrait bien être aussi $Si_3 O_6$. Il y aurait donc 6 équivalens d'oxygène dans l'acide silicique.

Cette manière de représenter l'acide silicique convient dans un très grand nombre de cas, surtout pour les silicates à bases équi-oxydes; mais les silicates alumino-calcoïdiques présentent des cas si singuliers; les composés se divisant en outre de diverses manières dans leur union chimique, il est évident qu'en conservant le symbole $Si_3 O_6$, on ne peindrait pas toujours l'état moléculaire de ces corps, mais d'une manière relative. Ces diverses raisons engagent à conserver le symbole SiO uniquement parce qu'il est généralement adopté. Sans cela, l'on devrait tantôt employer $Si O_2$, $Si_3 O_6$ $Si O_3$, $Si_2 O_3$ et Si O. Il sera d'ailleurs on ne peut plus facile de remplacer $Si O_3$ par 2 ($\overline{Si} O_3$) ou par tout autre symbole et de transformer ainsi les formules les unes dans les autres.

Rôles des bases dans les silicates.

Les *composés oxydés qui sont unis à l'acide silicique dans les silicates* appartiennent à deux séries bien distinctes : à celle des *composés équi-oxydes* et à celle des *composés sesqui-oxydes*. Chacune de ces sortes de bases imprime des caractères particuliers aux silicates dont ils font partie.

Les bases équi-oxydes, excepté les oxydes ferrique, cuprique, manganique, niccolique donnent des silicates incolores; les bases sesqui-oxydes, excepté l'alumine, la glucine et la zircone, donnent toutes des silicates colorés. Plusieurs silicates, d'une couleur très foncée, allant jusqu'au noir, comme quelques variétés de pyroxène, *doivent contenir le fer dans deux états de combinaison qui rappellent les oxydes composés*. Cela conduirait évidemment à admettre que dans plusieurs composés, comme cela peut être fait pour les autres sels, l'oxygène des bases peut être réduit à celui de l'acide silicique et le transformer ainsi en une espèce d'élément chimique composé, qui peut s'unir directement aux métaux. Mais on manque de faits positifs pour établir cette hypothèse d'une manière convenable.

On trouvera dans les colonnes suivantes, les deux séries des oxydes isodynames qui entrent dans les silicates :

1re série.

Équi-oxydes	magnésique	Équi-oxydes	yttrique
—	zincique	—	calcique
—	ferrique	—	strontique
—	manganique	—	barytique
—	niccolique	—	lithique
—	cuprique	—	potassique
—	cérique	—	sodique
—	lanthanique	—	hydrique

2e série.

Sesqui-oxydes	aluminique	Sesqui-oxydes	ferrique
—	glucique	—	chromique
—	manganique	—	zirconique

usieurs des oxydes indiqués dans ces séries ne se rencontrent que très rare-
t; tels sont les oxydes niccolique, cuprique, cérique, lanthanique, yttrique,
ttique, barytique, glucique et zirconique; les autres sont très communs.
es équi-oxydes de la première série pourraient être séparés en deux groupes
l'un contiendrait ceux qui appartiennent aux natroïdes, tandis que l'autre serait
é par les calcoïdes; car les oxydes de ces deux groupes ne se substituent point
autres oxydes dans tous les types; ainsi les *grenats*, les *épidotes*, les *idocrases*,
t point encore été rencontrés avec des natroïdes en combinaison; cependant
e peut douter que tous ces oxydes peuvent se remplacer les uns par les autres,
felspaths et les *harmotomes* en donnent la preuve la plus convaincante.
La magnésie donne naissance à un grand nombre de silicates, et les formules qui
caractérisent ne peuvent souvent prendre une symétrie convenable qu'en faisant
rvenir l'eau comme base isodynamique avec cette substance.
En effet, lorsque l'on établit les formules générales de ces silicates, on voit qu'il
ste toujours un rapport fort simple entre les équivalens de la magnésie et ceux
l'eau, et l'on ne trouve réellement aucune raison plausible pour soutenir qu'une
rtie de la magnésie est combinée avec cette dernière. On pourrait tout au
s établir l'existence de silicates magnésiques et hydriques pénétrés l'un dans
utre; ce qui est plus probable; encore faut-il admettre, dans bien des cas
cette nature, qu'une partie de la magnésie joue le même rôle que l'eau, et ré-
proquement.
Le chrysopile Si_4, ma_8, aq_6 peut, sans inconvénient, être écrite sous cette forme
$_2$, ma_8, Si_2 aq_6; car, quoique les bases ma et aq appartiennent à la même série,
les peuvent parfaitement donner naissance à des silicates composés.
En se fondant sur de tels principes, on aurait :

Picrophyle	Si_4, ma_6, aq_4	=	Si_2 ma_6; Si_2 aq_4
Dermatine	Si_4, ma_8, aq_2	=	Si_2 ma_8, Si_2 $aq_{1,2}$
Antigorite	Si_4; ma_8, aq_2 deviendrait		Si_2 ma_6; Si_2 $\overline{ma_2\ aq_2}$

Et pour faire comprendre le véritable rôle dynamique de ces élémens, il faudrait
ranposer les formules de cette manière :

Chrysopile	Si_2 aq_6,	Si_4 ma_8
Dermatine	Si_2 $aq_{1,2}$,	Si_2 ma_8
Picrophyle	Si_2 ma_6,	Si_2 aq_4
Antigorite	Si_2 ma_6,	Si_2 $\overline{ma_2\ aq_2}$

On trouve ainsi que la picrophyle et l'antigorite appartiennent au même
ype numérique; mais qu'elles affecteraient des formes différentes si elle cris-
llisaient.
Pour obtenir de tels résultats, il faut attribuer aux exposans des élémens plus
e valeur qu'à la nature même de ces élémens.
On doit à M. Kobell un travail intéressant sur les silicates hydro-magnésiques,
ans lequel ce savant tend à établir que, dans plusieurs d'entre eux, une partie de
a magnésie est unie avec l'eau.

pénétrés les uns dans les autres et qu'il faut les diviser ainsi : 5 = 4 + 3, 7 = 4 + 3, 10 = 6 + 4, 14 = 8 + 6..... Guidé par ces principes dont l'existence a sa source dans les proportions définies et dans la symétrie des corps cristallisés, on ne doit pas s'éloigner beaucoup des conditions naturelles : on ne peut commettre d'erreur que sur la valeur totale du coëfficient qui peut être multiple ou sous-multiple de celui adopté; mais, les produits de ces coëfficients, qui servent les mêmes caractères que leurs facteurs et se divisent en parties proportionnelles, seul but que l'on puisse se proposer d'atteindre aujourd'hui : 5 : 3 : : 10 : 6 ; 7 : 4 : : 14 : 8 : 6, etc.

Il est excessivement remarquable que l'application de ces principes conduit fort rarement à modifier les formules qui sont généralement adoptées et que les simples idées de symétrie dont il a été question aient conduit au même but dans la plupart des cas. La coïncidence de ces deux ordres de faits peut être considérée comme leur démonstration mutuelle et comme une preuve non moins évidente que les formes cristallines ont une même origine que les proportions chimiques.

Les minéralogistes représentent toujours l'eau à part, comme les chimistes le font généralement pour représenter l'eau dite *de cristallisation des sels*. J'ai déjà fait observer que l'eau joue très souvent le même rôle que les autres oxydes de la même série, et il faut souvent la mettre sur la même ligne, pour coordonner les espèces ; c'est-à-dire pour leur assigner le rang qui leur convient.

Nomenclature des silicates.

Le grand nombre des types moléculaires auxquels on peut rapporter les silicates, la variété considérable des élémens qui peuvent se trouver réunis dans un même corps ont fait renoncer à l'emploi de la nomenclature chimique pour désigner ces sortes de combinaisons. Cette nomenclature, créée principalement pour indiquer la nature chimique des élémens des composés, est absolument insuffisante pour formuler les nombreuses modifications numériques des types, et devient fastidieuse lorsqu'elle énumère les élémens qui entrent dans leur constitution : tantôt avec trois ou quatre élémens, il faut formuler cinquante modes de combinaisons ; tantôt, pour un même type, il faut indiquer une foule d'élémens qui sont en présence, ou bien encore des élémens de même nature et dans les mêmes rapports formant des espèces très distinctes, parce qu'ils ne sont pas disposés de la même manière, comme cela peut être observé lorsque l'on compare les *grenats* et les *idocrases*, et ce cas présente encore des difficultés plus grandes que les précédens.

L'impossibilité de représenter tant de conditions par les noms des corps a fait complétement renoncer à leur donner la moindre signification et, en cela, je pense que l'on a atteint la limite de la perfection et que l'on est ainsi parvenu à donner des noms invariables ; car les nomenclatures ne satisfont jamais à rien autre chose qu'à des idées systématiques ; quand ces idées changent, les nomenclatures deviennent surannées et nuisibles aux progrès de la science. Cependant, ces noms ne sont pas donnés sans principes : chaque type, représenté par une formule spéciale, reçoit un nom particulier quelconque, et les sous-espèces ou les variétés de ce type sont désignées par des noms spécifiques.

Ces noms spécifiques sont tirés quelquefois du nom donné à la substance avant que l'on ait connu le type auquel on devait le rapporter, tels sont les Gehl. *Kanelstein et colophonite;* d'autres fois ils indiquent la nature chimique de quelques-uns des élémens des composés, c'est ainsi que l'on a les Harmotomes alu-

, *barytique, calcaire;* les FELSPATH *potassique, sodique, lithique.* Le plus ordi-
ement on se sert d'un nom de localité ; c'est en se fondant sur cette idée toute
ple que l'on a les FELSPATH de *Tanro*, de *Tomtebo*, d'*OEljæ*, de *Berg*, etc.
dernier mode de spécification est préférable à tous les autres ; car chaque loca-
imprime un cachet particulier sur les espèces minérales qui s'y trouvent ;
vient évidemment de ce que ces espèces se forment avec les matières qui sont
présence lorsqu'elles prennent nai-sance, et que le nom de localité est excel-
pour caracteriser leur nature chimique et géologique, quand bien même une
le substance pourrait se rencontrer dans divers endroits avec les mêmes carac-
es, circonstance qui est d'ailleurs fort rare : il n'est pas un minéralogiste exercé
ne puisse indiquer l'origine d'une substance minérale, soit par son aspect,
t par la nature des matières qui l'accompagnent. Ce qui a été dit des grenats
rmettra de comprendre comment il serait difficile de les assujettir à une nomen-
ature fixe, fondée sur des principes scientifiques. Dans la nature tout est transi-
n, passage, modifications et les signes de notre langage ne représentent que
s choses arrêtées. Employons donc des mots sans valeur, et laissons à la pensée
l'observateur le soin d'ajouter ce que ces signes n'ont pu exprimer.

Notation des silicates.

La notation des silicates est fondée sur les mêmes principes que celle des autres composés étudiés par les chimistes; cependant, comme ils contiennent tous de l'oxygène, on ne le représente que par des points ou par des rapports numériques (V. t. 1, p. 328-329).

Dans le tableau des silicates, j'aurai suivi un système de notation, particulier, mais excessivement simple et très facile à transformer dans tel autre système de notation que l'on jugera convenable. La seule différence apportée à la notation tiendra à ce que l'oxygène ne sera point représenté par un signe particulier, mais qu'il sera compris dans le signe du corps auquel on le suppose uni; ainsi, Si vaudra $Si\,O_3$, Al vaudra $Al_2\,O_3$.

Les bases équi-oxydes seront représentées par de petites lettres : ca vaudra Ca O, mn vaudra Mn O, fe sera l'équivalent de Fe O. Toutes les bases de cette espèce seront souvent représentées par r. En général, cette lettre aura la même signification que Δ O.

Les bases sesqui-oxydes seront représentées par des capitales ordinaires, suivies, quand il le faudra, de petites lettres caractéristiques. Mn, signifiera $Mn_2\,O_3$; Fe, $Fe_2\,O_3$; Cr, $Cr_2\,O_3$.

R représentera les sesqui-oxydes d'une manière générale.

Les corps isodynamiques seront compris entre des parenthèses. Tout ce qui sera écrit ainsi ne vaudra qu'un seul équivalent, à moins que les parenthèses ne soient affectées d'un coëfficient ou d'un exposant chimique. Ces coëfficiens et ces exposans auront la même valeur que ceux employés dans la notation ordinaire.

Les élémens qui, sans cesser d'être isodynamiques, ne seront pas en remplacement les uns des autres, seront affectées chacun d'un exposant particulier et surmontés d'une barre qui indiquera qu'ils jouent un même rôle chimique; mais qu'ils sont nécessaires à l'espèce, au moins que l'analyse chimique n'a pas encore indiqué le contraire : $\overline{ma_3}$ aq vaudront 6 équivalens, $\overline{li\ 1/4\ k\ 3/4}$ ne vaudront qu'un équiva-

lent ; si cet équivalent doit être multiplié, il le sera par un chiffre ajouté à la b

$\overline{\text{Ib}^{1}/_{4}}$ à $^{3}/_{4}$ S, valant 3 équivalens.

Chaque silicate sera représenté de deux manières différentes : 1° par une formule fondamentale, ne représentant que les propriétés chimiques, et par même étrangère à toute idée systématique. Pour la comprendre, il suffira faire la somme de tout l'oxygène appartenant à chacun de ses éléments et d ajouter ; 2° par une formule spéculative qui sera presque toujours utile qui dû indiquée par le savant qui aura fait l'analyse de la substance.

SILICATES NATURELS.

Silicates à bases de la série r.

Simples.

Si : r ou Si_2 : r_2 (1).

Wilhelmite	Si, zn.	Si_2 zn_2
Talc.	Si, ma	Si_2 $\overline{ma_3}$
Olivine (Nouv. esp.) . . .	Si_2, ma, ca . . .	Si_2 $\overline{ca, ma}$
Edelforsite	Si (ma > ca). . .	Si_2 $\overline{ma > ca}$

Si_2 : r_3.

Pyroxènes.	Si_2, r_3	Si_2 r_3
Diallages	Si_2, r_3.	Si_2 r_3
Wollastonite.	Si_2, (ca > ma)$_3$. .	Si_2 (ca > ma)$_3$
Tafelspath (Brook). . . .	Si_2, ca_3	Si_2 ca_3
Bustamite.	Si_2, (mn > fe)$_2$ ca .	Si_2 (mn > fe)$_2$ ca
Knébélite.	Si_2, (fe mn)$_3$. . .	Si_2 (fe mn)$_3$
Rhodonite de Langarthytta.	Si_2, (mn > ca, ma)$_3$.	Si_2 (mn > ca ma)$_3$
Stéatite.	Si_2, ma_2, aq . . .	Si_2 $\overline{ma_2}$ aq
Pimélite	Si_2 (ma, ni)$_2$, aq. .	Si_2 ($\overline{ma}$ ni)$_2$ aq
Picrophyle	Si_2 (ma fe)$_2$, aq. .	Si_2 (ma fe)$_2$ + aq

Si_2 : r_4.

Humboldtilite ?	Si ma ca	Si_2 $\overline{ma_2 ca_2}$

(1) Voyez les notes relatives aux silicates à la fin de ce tableau.

Gadolinite.	$Si\,(fe, ce, y)_2$. . .	$Si_2\,(fe\,ce\,y)_4$
Magnésite, talc du Saint-Bernard et saponite de Maroc.	Si, ma aq. . . .	$Si_2, ma_2\,aq_2$
Daubürite.	Si, ca, aq. . . .	$Si_2\,ca_2\,aq_2$
Baltimorite	$Si_2\,(ma, fe)_4, aq_3$.	$Si_2\,(ma, fe)_4, aq_3$

Si : r3 ou Si_2 : r6.

Chrysolite.	$Si\,(ma\,fe)_3$ . . .	$Si_2\,(ma\,fe)_6$
Magnésite.	Si_2, aq_4, ma_2 . .	$Si_2\,aq_4, ma_2$
Dioptase	Si_2, ca_3, aq_3 . . .	$Si_2\,ca_3\,aq_3$
Marmolite *de Hoboken*. . .	Si_2, ma_3, aq_3. . .	$Si_2\,ma_3\,aq_3$
Calamine	Si_2, zn_6, aq_2. . .	$Si_2\,zn_6 + aq_2$
Zinc silicieux.	Si_2, zn_6, aq_4. . .	$Si_2\,zn_6 + aq_4$
Silicate ferreux hydraté . .	$Si_2\,fe_2\,ma_2\,aq_6$ . .	$Si_2\,aq_6, fe_2\,ma_2$
Gymnite	Si_2, ma_6, aq_8. . .	$Si_2\,ma_6 + aq_8$

Si_2 : r9.

Hydrosilicate de zinc. . . .	Si_2, zn_6, aq_3. . .	$Si_2, \overline{zn_6\,aq_3}$
Chrysocole	Si_2, cu_3, aq_2 . . .	$Si_2, \overline{cu_3\,aq_2}$

Si_2 : r12.

Opsimose	$Si_2\,ma_3, aq_3$. . .	$Si_2\,\overline{ma_3\,aq_3}$

Si_4 : r9.

Spadaïte (2).	Si_4, ma_5, aq_4. . .	$Si_4\,\overline{ma_5\,aq_4}$

Si_6 : r8.

Talc de Chamouny. . . .	$Si_6\,ma_8$	$Si_6\,ma_8$

Composés.

Serpentine	$Si_4, (ma > fe, ca)_9, aq_6$	$Si_3(ma\,fe\,ca)_9, Si\,aq_6$
Villarsite.	Si_4, ma_{12}, aq_3 . .	$Si_2\,ma_{12}, Si_2\,aq_3$
Baringtonite (1).	Si_5, ca_3, fe_2 . . .	2 (Si fe), 3 (Si ca)

(1) an Si (go fe)

Picrosmine . . . . . $Si_6, mg_3, aq.$ . . $Si_4 mg_3 Sigma$

Silicates à bases de la série R.

2.

Si : R.

Cyanite	Si, Al. . . .	Si Al
Andalousite (3).		
Sillimanite		
Xénolite		
Zircon.	Si, Zr	Si Zr
Euclase.	Si, (Al, Be) . . .	Si (Al, Be)

3.

Si_2 : R.

Phénakite.	Si_2, Be	Si_2 Be
Émeraude de Finlande . .	Si_2, (Al Be) . . .	Si_2 (Be Al)

Si : R_2.

Disthène (4).	Si, Al_2	Si Al_2
Staurolite du Saint-Gothard.	Si, $(Al\ Fe)_2$ . . .	Si $(Al\ Fe)_2$

4.

Si_3 : R.

Dépôt des sources volcaniques des Açores	Si_3, (Al Fe) . . .	Si_3 (Al fe)
Emeraudes de Sibérie et du Pérou	Si_3, (Al, Be, Cr, Fe) .	Si_3 (Al Be Cr Fe)

5.

Si_3 : R_2.

Bamlite	Si_3, Al_2	Si_3 Al_2

SILICATES.

$Si_2 : R_3$.

Andalousite *de Fahlun* (3) .	Si_2, Al_3 . . . . . $Si_2\ Al_3$
Disthène (4)	Si_2, Al_3 . . . . . $Si_2\ Al_3$

$Si : R_4$.

Staurotide (5).	Si, Al_4. . . . . $Si\ Al_4$.

7.

$Si_3 : R_4$.

Andalousite et Chrysobéril(3).	Si_3, Al_4 . . . . . $Si_3\ Al_4$

15.

Chrysobéril	Si, Al_{12}, Be_2. . . Si, Al_{12}, Be_2

Silicates aluminoïdiques hydratés (*ordinaude*).

Pholérite de Fins.	Si, Al, aq_2
Malacon	Si, Zr_2, aq
Triclasite de Fahlun	Si_2, Al, aq_3
Lithomarge	Si_2, Al_3, aq_6
Miloschine.	$Si_2\ (Cr, Al)_3, aq_9$
Collyrite de Schemnitz et d'Esquera.	Si_2, Al_3, aq_{15}
Allophane de Schneeberg	Si_2, Al_3, aq_{18}
Anthrosidérite	Si_3, Fe, aq
Walkonskorse	$Si_3, (Cr, Al, F)_2\ aq_6$
Collyrite	Si_3, Al_4, aq_{27}
Halloysite.	Si_4, Al_3, aq_{12}

Silicates à bases des séries r et R.

Si_2 : r et ses multiples.

Al. Baulite	$Si_8, Al_3, (k\ na)$ . . . . . $Si_2\ (k\ na).\ 3\ (Si_2\ Al)$
Al. Perthite	Si_9, Al, na_3. . . . . $3\ (Si_2\ na).\ Si_3\ Al$
R. Kralite	$Si_{10}, (Al\ Fe), na_3$ . . . . $3\ (Si_2\ na), Si_4\ (Al\ F)$

Si : r et ses multiples.

Si : R	Albite rougé	Si_8, Al, na
	Rhyacolite	Si_8, Al, (na k)
	Scolexérose	Si_8, Al, ca
	Dipyre	Si_{17}, Al_3, ca_3, $(na\ k)_3$
Si_2 : R	Triphane	Si_3, Al, (li, na, fe)
	Felspath de Ténériffe	Si_3, R, r
	Oligoclase calcaire et achmite avec ma	Si_3, Al_1, (ca, na)
	Felspaths d'Oelsjœ et de Vedevog	Si_3, Al, r
Si_3 : R	Felspaths, orthose albite et périeline	Si_4, Al, r
	Erythryte	Si_4, Al, (ca ma k)
	Felspaths de Marjœ et de Tanro	Si_9, Al_2, r_3
Hydrates.	Scolézite	Si_3, Al, (ca na), aq_3
	Phakolite	Si_5, Al_2, r, aq_9
	Stilbite et épistilbite	Si_4, Al, r, aq_6
	Acadiulite	Si_9 (Al Fe)$_2$, ca_3, aq_3
2 (Si : R)	Paranthine	Si_2, Al$_1$, (ca, na)$_3$
		Si_2 : r_3.
	Ostrélite	Si_4, Al_2 (fe, mn)$_3$. aq_3
	Giganlotite	Si_4, Al_2 r_3, aq_9
3 (Si : R)	Dichroïte (8)	Si_5, Al_3, (ma fe)$_3$
	Barsovite (8)	Si_5, Al_3, (ca, ma)$_3$
Hydrate.	Esmarkite et Praséolite	Si_5, Al_3, (ma, fe, mn)$_3$, aq_3
	Mésole (9)	Si_5, Al_3, na, ca_2, aq_3

R)	**Caporcianite.** . .	Si_8, Al_3, ca_3, aq_9 . . . . $\begin{cases} Si_2\ ca_3 . 3\ Si_2\ Al, aq_9 \\ Si_2\ \overline{ca_3\ aq_9}, 3\ Si_2\ Al \\ Si_9\ \overline{ca_3\ aq_3}, 3\ Si\ aq, 3\ Si\ Al \end{cases}$
	Chabasie. . . .	Si_8, Al_3, r_3, aq_{18} . . . . $Si_2\ r_3, 3\ Si_2\ Al, \overline{aq_{18}}$
	Harmotomes (10).	$Si_8, Al_3, r_3\ aq_{15}$. . . . . $Si_2\ \overline{r_3\ aq_3}, 3\ Si_2\ Al, aq_{12}$
	Laumonite . . .	$Si_{10}, Al_4, ca_3, aq_{18}$. . . . $Si_2, ca_3, 4\ Si_2\ Al, aq_{18}$
Al)	**Gismondine** . .	$Si_{10}, Al_4, (ca\ k)_3\ aq_{24}$ . . . $Si_2\ (ca\ k)_3, 4\ Si_2\ Al, aq_2$
l_3	**Seesharite** . . .	$Si_4, Al_3\ (ca\ na)_3$. . . . . $Si_2\ (ca\ na)_3, Si_2\ Al_3$
	Amphigène . . .	$Si_8\ Al_9, k_3$. . . . . $Si_4\ k_3, 3\ (Si_2\ Al_3)$
a.	**Analcime.** . . .	Si_8, Al_9, na_3, aq_6 . . . . . $\begin{cases} Si_2\ na_3, 3\ (Si_2\ Al_3), aq_6 \\ Si_9\ \overline{na_3\ aq_6}, 3\ (Si_2\ Al_3) \end{cases}$

Si : r_3.

i.	**Grenats** (7) . . .	Si_2, R, r_3 . . . . . . $Si\ r_3, Si\ R$
	Idocrases . . .	$Si_2\ R, r_3$ . . . . . $Si\ r_3, Si\ R$
	Natrolite. . . .	Si_2, Al, na, aq_2. . . . . $Si\ \overline{na\ aq_2}, Si\ Al$
	Prehnite, . . .	Si_2, Al, ca_2, aq . . . . . $Si\ \overline{ca_2\ aq}, Si\ Al.$
k.	**Melilite et Humboldtilite** . . .	Si_3, R, r_3 . . . . . 2 $Si\ r_3, Si\ R$
	Gehlénite (11) . .	$Si_3, (Al\ Fe), ca_6$. . . . 2 $Si\ ca_3, Si\ (Al\ Fe)$
: R).	**Epidotes**	Si_3, R_2, r_3 . . . . . $Si\ r_3$, 2 $Si\ R$
	Puckinite . . .	$Si_3, (Al, Fe\ Mn)_2, (ca, ma, na, li)_3$ $Si\ r_3$, 2 $Si\ R$
	Couzéranite. . .	$Si_3, Al_2, (ca, k, na)_3$ . . . $Si\ (ca, k, na)_3$, 2 $Si\ Al$
: R).	**Néphéline** (12) . .	Si_4, Al_3, na_3. . . . . $Si\ na_3$, 3 $Si\ Al$
	Davyne (12). . .	Si_4, Al_3, k_3. . . . . $Si\ k_3$, 3 $Si\ Al$
	Eléolithe (12) . .	$Si_4, Al_3, (na\ k)_3$ . . . . $Si\ (na, k)_3$, 3 $Si\ Al$
	Amphodilite (12) .	$Si_4, Al_3\ (ca\ ma)_3$ . . . . $Si\ (Ca\ ma)_3$, 3 $Si\ Al$
	Damourite (12) .	Si_4, Al_3, aq_2, k. . . . . $Si\ \overline{k\ aq_2}$, 3 $Si\ Al$
tes.	**Kœmmérérite** (13).	$Si_3, (Al\ Cr), ma_3, aq_6$. . 2 $Si\ ma_3, (Al\ Si\ Cr), aq_6$
R.	**Zéolithe de Stolpen.** . . .	$Si_8, Al_3, ca_3, aq_{24}$ . . . . 2 $Si\ ca_3$, 3 $Si_2\ Al$. aq_{24}

Si_4 : r_3.

Felspath de Pisoge	$Si_8, Al_3, (na, k, ca)$ . . . $Si_4\ r_3$, 3 $Si\ Al$
Felspath de Berg.	Si_{20}, Al_3, r_6 . . . . . 2 $Si_4\ r_3$, 3 $Si_4\ Al$

pourrait ajouter encore bien des silicates à ce tableau; mais leurs formules ne sont point bien établies pour qu'elles puissent y figurer.

SILICATES ARTIFICIELS.

Les silicates artificiels comprennent les différentes espèces de verres et les émaux. Leur histoire se rattache à celle des poteries et des mortiers (V. t. II, p. 25).

VERRES.

Toutes les sortes de verres, que l'on trouve dans le commerce, sont des silicates préparés par la fusion. Les matières qui forment ces verres sont les suivantes :

Acide silicique $Si\,O_3$
— borique $B\,O_3$

Sesqui-oxyde aluminique $Al_2\,O_3$
— ferrique $Fe_2\,O_3$
— manganique $Mn_2\,O_3$

Oxyde potassique $K\,O$
— sodique $Na\,O$
— calcique $Ca\,O$
— plombique $Pb\,O$
— barytique $Ba\,O$
— équi-ferrique $Fe\,O$
— équi-manganique $Mn\,O$

Les verres les plus purs n'admettent qu'un petit nombre de ces élémens dans leur composition; le verre à bouteilles a une composition très variable, très compliquée et les admet presque tous.

Tous les verres contiennent de l'acide silicique. Le *strass* et quelques pierres précieuses factices admettent de l'acide borique. Le *verre fusible* est un simple silicate potassique.

Tous les autres verres contiennent au moins de la potasse ou de la soude et une autre base calcoïdique.

Les élémens, contenus dans les différentes sortes de verres ne sont point employés directement à les former. On fait généralement usage de composés dans lesquels ils entrent, et il est de la plus haute importance que, parmi ceux qui doivent faire

partie d'une même *composition* (1), il y en ait au moins un renferme quelque matière qui puisse s'échapper à l'état de Cela a pour but de remuer la masse, d'opérer le mélang ses élemens, de le rendre aussi intime et homogène que sible.

Pour l'*acide silicique on fait usage de sable*, qui doit être l blanc et lavé avec soin, pour les verres incolores; mais, d tous les cas, il est indispensable de le dessécher et de le t tamiser pour éviter la présence des petites pierres qui ne seri point dissoutes et rendraient le verre défectueux.

Pour la *potasse* on prend les *potasses du commerce* et m des salins plus ou moins colorés. La matière organique leur donne de la couleur est détruite dans la réaction et le ve n'en est pas teint.

La *soude* est employée à l'état de sel de soude et de sou brute, selon la qualité des verres.

Les chlorures, renfermés dans les potasses et dans les so des, ne sont point vitrifiés: ils se rassemblent à la surface verre et forment ce que l'on nomme le *fiel de verre*, que l'o enlève avec soin; cependant le fiel de verre des verreries gobeletterie peut être employé dans la composition du verre bouteilles, quand on ne l'y fait pas entrer en trop grande p portion.

La *chaux* est employée à l'état de craie ou de chaux défl Cette dernière est préférable parce qu'elle est facile à obte en poudre très ténue, rien qu'en mettant la chaux vive contact avec très peu d'eau. Elle doit être tamisée avec s et bien mélangée aux autres matières formant la composi Elle abandonne l'eau à l'état de vapeur, et, cette vapeur fo tionne comme les autres fluides élastiques.

L'*oxyde* de *plomb* est employé à l'état de minium qui se vise beaucoup mieux dans la masse vitrifiable, que ne peut le faire le massicot. Afin d'éviter la présence du cuivre ou autres métaux qui pourraient colorer le verre, il est indis sable que le minium soit fabriqué dans les usines même l'on en fait usage.

L'*alumine* n'existe en quantité notable que dans le ver

(1) On donne ce nom au mélange destiné à faire du verre.

teilles, elle provient des matières et de la vase que l'on fait
er dans la composition de ce verre.

a *baryte* est employée à l'état de sulfate et n'a jusqu'à pré-
t été introduite que dans le verre à bouteilles. Elle rend
erre très fin, très fusible et très dense. Elle lui communi-
enfin des propriétés qui le rapprochent du cristal.

L'*oxyde de manganèse* est employé dans le verre de gobelè-
ie pour détruire la couleur verte donnée par le fer, en lui
mmuniquant une teinte violette complémentaire.

Les *oxydes de fer* sont accidentels, excepté dans le verre à
uteilles où ils se rencontrent toujours. Le protoxyde colore
erre en vert, le sesqui-oxyde le colore en jaune-brun.

Les verres paraissent être formés par le mélange de plusieurs
cates fondus ensemble; au moins, par le repos, presque tous
verres se séparent en plusieurs silicates de différentes densités.
st à ce départ et au mélange imparfait de diverses variétés de
cates, que sont dues les stries que l'on observe dans plusieurs
èces de verres. Indépendamment de ce que le verre est à
t de mélange; les proportions employées pour le faire ne
t pas fixes, car elles varient avec la température du four dans
uel on opère; il résulte de là que le verre n'est réelle-
nt point composé en proportions nettement définies. Ce-
dant on observe que les différens oxydes employés,
el que soit leur état de combinaison, correspondent à des
portions particulières d'acide silicique : ainsi le carbonate
ique exige le triple de son poids de sable, le sulfate sodi-
e et le carbonate potassique en prennent le double, et le
nium en prend la moitié.

Verre soluble.

Le verre soluble, comme son nom l'indique, est soluble dans
u. Sa dissolution est employée comme un vernis pour recou-
r les matières inflammables et les préserver de l'incendie. L'u-
e principal que l'on en a fait a été pour les décors de théâtre.
Pour le préparer on emploie du sable blanc et du carbonate
assique aussi exempt que possible de sels étrangers; pour
btenir ainsi, on peut employer le procédé indiqué p. 211 de ce
ume. Afin que le carbonate soit entièrement décomposé, on
ute du charbon au mélange: les proportions sont 15 parties de

sable, 10 parties de carbonate potassique et 3 parties de cha
Quand la réaction est terminée et que le verre est en
fusion, on le coule et on le pulvérise. Le charbon aide l'a
de l'acide silicique en détruisant l'acide carbonique qu'i
passer à l'état d'oxyde carbonique. Comme ce verre co
souvent des sels étrangers qui étaient contenus dans le c
nate potassique, il est bon de l'exposer à l'air pendan
sieurs semaines et de le laver à l'eau froide. On le di
ensuite dans l'eau bouillante jusqu'à ce qu'elle ait atte
poids spécifique de 1,24 environ. Cette dissolution peut
être employée directement; mais elle se fendille par la des
tion. Pour remédier à cette inconvénient, on y incorpor
poudres minérales, telles que du verre pilé, du sable fin
argiles ou des marnes broyées très finement.

Le verre soluble, exposé à l'air, retient de l'eau et a la
position suivante :

Silice	0,62
Potasse	0,26
Eau	0,12
	1,00

Il faut avoir soin d'éviter la présence de la chaux dan
matières employées pour faire ce verre; car elles le rend
insoluble.

Verres sodico-calciques.

Ces verres comprennent les glaces de Saint-Gobain
verre à vitres.

Glaces de Saint-Gobain. — Ces glaces, qui ont acquis
renommée si célèbre et si justement méritée, sont formée
quement d'acide silicique, d'oxyde sodique et d'oxyde
que. On les prépare avec les matières suivantes :

Sable *blanc d'Aumont*	6
Sel de soude	2
Craie blanche	1
Calcin (1)	3

(1) Le calcin est du verre cassé. A Saint-Gobain, il est formé uniquement
débris et les rognures des glaces faites dans l'établissement. Tout autre verr
naître des stries.

La composition est ajoutée par parties dans les creusets. rsqu'elle est fondue et que le verre est bien affiné, on le nsvase dans une *cuvette* chauffée d'avance : celle-ci est en- rée et transportée à l'aide d'un *chariot à tenaille* et d'une ue ; le verre qu'elle contient est versé sur une grande table étallique parfaitement dressée, et on l'étend avec un cylin- e que l'on fait rouler sur des espèces de règles dont l'épaisseur termine celle de la glace. Aussitôt que la glace est suffisam- ent soldifiée, elle est enlevée sur un chariot et transportée médiatement dans un four à voûte très surbaissée, et chauffé avance, où on la laisse refroidir lentement, afin d'éviter *la empe* qui rend le verre très cassant parce que les parties qui forment n'ont pas toutes la même tension.

Les glaces sont ensuite dressées et polies. Pour les dresser, existe deux procédés : par le premier, qui est le plus an- en, la glace est posée horizontalement sur un plan fixe et en rectifie la surface à l'aide d'une deuxième glace que l'on ose dessus et que l'on fait marcher dans tous les sens. Entre s deux glaces, on interpose du sable siliceux, lavé et ouillé, qui use les parties les plus saillantes et finit par don- r une surface plane; par le second procédé, qui a été ima- né tout récemment, la glace est posée sur un chariot ho- zontal, qui se meut dans son plan, et elle est dressée par un lindre parallèle au plan de ce chariot, qui tourne rapidement enlève tout ce qui dérase une certaine épaisseur. On emploie core le sable mouillé.

Lorsque les glaces sont dressées, on les doucit avec de l'é- ri très fin, et enfin on les polit avec de la *potée d'étain* et du *ouge d'Angleterre.*

Toutes les glaces de Saint-Gobain sont examinées attentive- ent et débitées aussitôt qu'elles présentent le moindre défaut. 'est au soin que cet établissement a eu de ne donner que des oduits irréprochables qu'il doit sa bonne réputation.

Verre à vitres. — Le verre à vitres français renferme les mêmes élémens que les glaces de Saint-Gobain; mais on le fait vec d'autres matières : on remplace le carbonate sodique par sulfate qui coûte bien moins cher. L'emploi de ce dernier el n'est pas sans inconvénient, car il altère les creusets; mais n remédie à cet inconvénient en le faisant d'abord passer à 'état de soude brute; pour cela on le chauffe dans un four

à réverbère avec de la craie et du charbon (V. t. II, p. [illegible]).

La soude brute est ensuite fondue avec du sable; [illegible] compter que, pour une partie de sulfate employée, on [illegible] ajouter deux parties de sable.

L'art d'étendre le verre à vitres en grandes lames ne [illegible] monte pas à une époque bien éloignée de nous. Pour obtenir ce résultat remarquable, on le souffle en cylindres que l'on coupe aux deux extrémités, de manière à obtenir un manchon que l'on fend dans toute sa longueur. On le déroule et on l'étend ensuite dans un four assez chaud pour le ramollir, mais à une température assez peu élevée pour qu'il ne fonde pas.

Verres potassico-calciques.

Ces verres comprennent *celui de Bohême*, le *crown-glass* et le verre de gobelèterie.

Tous ces verres sont faits en fondant ensemble :

Sable blanc, bien lavé		20
Potasse du commerce		10
Chaux délitée	de	2 à 3
Groisil ou calcin	de	10 à 20

Le verre de Bohême n'est presque plus usité en France; il se trouve remplacé par des verres à vitres à base de soude.

Le crown-glass est employé dans la construction des lunettes achromatiques. Ce verre doit être préparé avec un soin extrême et ne présenter aucun défaut.

Le verre de gobelèterie ne peut admettre qu'une faible partie de soude dans sa composition. Il n'est plus guère employé que pour faire des vases pour la chimie et les habitations des campagnes. Il a été remplacé presque entièrement par le cristal et par le demi-cristal.

La gobelèterie exige des ouvriers très habiles et capables d'exécuter un très grand nombre d'objets de différentes dimensions et de différens modèles. La variété de ces objets peut s'élever jusqu'à deux mille.

Verres potassico-plombiques.

Ces verres comprennent le *cristal*, le *flint-glass* et le *strass*. Il jouit généralement d'un poids spécifique considérable, d'une

limpidité parfaite, d'une grande puissance réfractive. Il est dur et très fusible. Il se conserve long-temps à l'état de verre, aussi exige-t-il beaucoup de soin pour être travaillé; mais en revanche il peut recevoir les formes les plus compliquées.

Toutes les matières employées à la fabrication du cristal doivent être d'une pureté absolue. Voici les proportions moyennes que l'on peut employer.

Sable	3
Minium	2
Potasse	1
Calcin et casson environ	1

On peut remplacer la potasse par du sel de soude; mais le cristal est moins beau, on peut aussi diminuer le minium et faire ainsi ce que l'on nomme du *demi-cristal*, verre qui remplace en grande partie celui de gobelèterie ordinaire.

Le cristal est fondu dans des pots couverts, afin qu'il évite tout contact avec la fumée ou les matières qui pourraient en altérer la teinte. Ces pots sont des espèces de cornues dont le col est tronqué et qui s'ouvrent ainsi sur le côté. C'est par cette ouverture, que l'on tourne vers les ouvreaux du four, que l'on introduit la composition et que l'on retire le verre pour le travailler. Cette forme de creuset permet d'employer la houille, mais le verre ne peut jamais atteindre une température aussi élevée, et l'on est souvent obligé de forcer la dose des *fondans* (bases des silicates).

Le *flint-glass* est un verre très plombifère employé par les opticiens pour achromatiser le *crown-glass*. On pourrait l'obtenir en fondant ensemble :

Sable blanc	4
Minium	4
Potasse	1

On ajoute souvent à cette composition du nitre pur. Il a pour but de brûler les matières organiques et de développer des gaz qui remuent la masse et opèrent le mélange intime de ses parties.

Ce verre exige les plus grands soins pendant son affinage, car il est formé de plusieurs verres de densités très diffé-

rentes qui se séparent facilement et le remplissent de stries.

Brisson a trouvé la densité des *flint-glass* anglais de 3,329. Son indice de réfraction varie de 1,576 à 1,616. Son pouvoir dispersif est de 0,052 et la différence entre l'indice de réfraction des rayons extrêmes, de 0,026 selon M. Brewster.

En fondant le *flint-glass* avec du minium, on en augmente l'indice de réfraction; les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant:

3 de minium	+ 1 de flint glass	=	2,028
2	+ 1	=	1,820
1	+ 1	=	1,787
3	+ 4	=	1,732
1	+ 2	=	1,724
2	+ 1 de sable	=	1,927

On fabrique aujourd'hui, à Choisy-le-Roi, du flint-glass qui l'emporte sur tous ceux des autres pays, tant par sa qualité que par les grandes dimensions qu'il permet de donner aux objectifs. Les résultats obtenus actuellement dépassent tellement tout ce qui avait été fait antérieurement, que les astronomes pensent que l'astronomie sera perfectionnée par l'emploi des lunettes construites avec ce verre. Les chambres ont voté cette année des fonds spéciaux pour la construction d'un télescope dioptrique qui surpassera tous ceux qui auront été faits jusqu'à ce jour.

Le *strass* est employé pour faire les pierres précieuses factices. Il entre dans sa composition du quarz pulvérisé, du minium, de la potasse et du borax bien blanc. Ce verre est très limpide, très beau et imite assez bien le diamant; mais il a l'inconvénient d'être très tendre et de se rayer par le moindre frottement, même par celui des vêtemens. Pour les parures de pierres de couleur qui méritent d'être conservées, on doit faire la table des pierres de strass avec du cristal de roche, afin d'éviter cet inconvénient.

Verre à bouteilles.

Ce verre est le plus commun de tous, et celui dont la composition est le plus compliquée. Sa constitution est toute autre, aussi peut-il atteindre une assez grande fusibilité et ne ren-

ermer que très peu d'alcali. Ce résultat est dû à la présence de alumine et du sesqui-oxyde de fer, qui le modifient profondément. Les matières les plus impures peuvent être employées à la confection de ce verre : pour qu'elles puissent ervir, il suffit qu'elles puissent fondre.

La couleur du verre à bouteilles est principalement due au esqui-oxyde de fer, à l'équi-oxyde de ce métal, à des matières charbonneuses, et, quelquefois à une espèce d'*outremer*, lorsque le verre tire sur le bleu opalin. Cet outremer peut avoir pour origine la réaction des matières organiques, sur le sulfate sodique, en présence de la silice, de l'alumine et du fer.

Le verre à bouteilles donne à l'analyse des proportions très variables, on y trouve :

ilice (environ)	0,50
Alumine et sesqui-oxyde de fer	0,10 à 0,20
Chaux et protoxyde de fer	0,10 à 0,20
Chaux (environ)	0,30
Potasse ou soude	0,06 à 0,07

L'alumine peut jouer réellement le rôle de base dans ces silicates, et tenir lieu de la chaux de la soude ou de la potasse.

Les matières employées pour faire le verre à bouteilles sont très variables et ne peuvent que très rarement donner des produits identiques; aussi ne peut-on dire d'avance à quelle dose il faut les employer; on ne peut le savoir que par le tâtonnement en les ajoutant à des compositions et en voyant si elles avancent ou retardent la fonte. Cela rend très probable encore que le verre à bouteilles est formé de plusieurs silicates différens, qui sont simplement mélangés et dissous les uns par les autres. Aussi, le verre à bouteilles que l'on tient en fusion pâteuse pendant quelque temps, se sépare-t-il presque toujours en deux parties qui restent cependant mêlées : l'une qui cristallise et l'autre qui l'empâte. Le verre qui a subi cette modification porte le nom de verre *dévitrifié*. La partie devenue opaque par la cristallisation contient relativement plus d'acide silicique que le verre qui lui a donné naissance. C'est donc une espèce de liquation qui a lieu dans la dévitrification.

Les matières employées pour faire le verre à bouteilles sont : du sable coloré, non lavé, séché et tamisé; de l'argile, de la marne, de la vase des rivières et du littoral de la mer, de la

craie, de la chaux délitée, de la cendre de bois lavée ou
lavée, de la soude brute, du sulfate de soude, de la soude
varecks, du *fiel de verre*, du sulfate de baryte, du feldspath
la ponce, du basalte, et, enfin, toutes les matières minér
siliceuses ou alcalines, qui peuvent entrer dans la compos
du verre.

On doit, autant que possible, ne point faire entrer de s
dans la composition du verre à bouteilles, et le remplacer
des argiles qui, offrant une division extrême, permettent
fusion et un affinage rapides, d'où il résulte évidemment
économie de combustible et une fabrication plus abond
dans un temps donné.

VERRES DE COULEUR.

Les verres colorés sont formés avec du verre ordinaire,
tassique ou sodique, que l'on teint avec des oxydes mé
liques.

Les matières employées et les couleurs qu'elles donnent s
indiquées dans le tableau suivant :

Oxyde bicuprique	Rouge pur
Pourpre de Cassius	Rose, pourpre et carmin
Bioxyde de manganèse	Violet et noir
Sesqui-oxyde de fer	Rouge jaune
Protoxyde de fer	Vert olive
Équi-oxyde et sels de cuivre	Vert d'eau clair et vert foncé
Oxyde d'urane	Vert cantharide
Verre d'antimoine	Jaune rouge hyacinthe
Oxysulfure d'antimoine	*Id.*
Chlorure d'argent	Jaune
Sesqui-oxyde d'urane	Jaune changeant
Suie, tartre rouge, corne	Jaune d'ambre, noir
Chromates non réductibles	Jaune rouge
Oxyde de cobalt	Bleu et noir
Battiture de fer	Vert et noir

L'*oxyde bicuprique* exige beaucoup de soins dans son é
ploi. Il faut éviter qu'il soit réduit ou suroxydé; pour cel
faut ne point y joindre de substances oxydantes, telles qu
nitre, ni de substances réduisantes, telles que les matières o
n ques, et il faut éviter la flamme du four. Il possède un pou

olorant excessivement intense. Le meilleur moyen d'en faire sage est d'en faire un verre très coloré et d'employer ce verre our en colorer d'autre. Il est important de ne l'ajouter au verre ue quand il est presque affiné. On remplace quelquefois l'oxyde i-cuprique par le sulfure de cuivre. On pourrait encore le remlacer par un mélange d'équi-oxyde et d'acétate cuprique (verert et vert de gris) que l'usage apprendrait bientôt à doser. A oxyde équi-cuprique on pourrait substituer le sulfate desséhé; mais alors il faudrait employer plus de matière réduiante.

Le *pourpre de Cassius* coûte fort cher, à cause de l'or qu'il ontient, et n'est guère employé que pour peindre sur verre. Il donne des teintes magnifiques.

Le *bi-oxyde manganique* colore le verre en beau violet, en assant probablement à l'état de sesqui-oxyde. En grande quanité et mêlé avec l'oxyde de cobalt, il donne au verre une teinte i foncée qu'il le fait paraître noir.

Le *sesqui-oxyde ferrique* est employé pour colorer les émaux n rouge; on l'introduit rarement dans le verre.

L'*équi-oxyde de cuivre* et les sels de cuivre donnent un verre 'un vert très foncé. Il paraît même que l'azotate cuprique, outé à du verre affiné peut le colorer en bleu. Toutefois, il est rtain que très anciennement on a fait des verres bleus teints ar le cuivre. On trouve dans le *Dictionnaire de peinture* de rnety qu'on obtient un verre bleu en fondant ensemble du ble, du nitre et de l'oxyde de cuivre.

Les composés d'*urane* sont très employés aujourd'hui et onnent des verres opalins, changeans, verts ou jaunes.

L'*oxyde de cobalt* donne un bleu magnifique; on le remplace ouvent par le *safre*. Il n'en faut qu'une très petite quantité arce qu'il possède un grand pouvoir colorant.

Les *matières d'origine organique*, suie, tartre, corne, etc., olorent le verre en jaune ou en noir, selon les quantités. Il st probable que la matière colorante est analogue à l'acide almique. Le charbon très divisé colore très bien le verre en un eau noir. Les glaces ainsi colorées polarisent parfaitement la umière.

Le *sesqui-oxyde chromique* colore le verre en vert; mais il ui donne de l'opacité. On ne peut donc l'employer que pour aire des émaux.

Verre doublé.

Pour la peinture sur verre et pour l'ornement on emploie du verre incolore doublé avec du verre de couleur. Pour la peinture, ce verre jouit de l'avantage de pouvoir être décoloré dans une étendue déterminée, au moyen du fluorure hydrique, et de laisser des réserves de couleur. Cela est surtout employé pour le verre rouge coloré par le cuivre. Malheureusement le procédé employé ne permet pas d'obtenir une teinte uniforme; car la teinte dépend de l'épaisseur de la couche de verre coloré, et il est très difficile qu'il donne une couche d'égale épaisseur. Depuis quelques années on fait beaucoup de vases de gobelèterie en verres de différentes couleurs superposés les uns sur les autres. On enlève quelques-uns d'eux, par places, au *moyen de la taille*, et les vases ainsi préparés présentent plusieurs couleurs selon les teintes que l'on a ménagées.

Pour faire les verres doublés, le souffleur *cueille* une sorte de verre avec sa canne, la *perce* en soufflant et plonge la masse cueillie dans une autre espèce de verre dont il recouvre la première aussi uniformément que possible. En soufflant la pièce ou le cylindre, les verres s'étendent l'un sur l'autre et se trouvent ainsi doublés dans tous les points. Le verre en feuilles est doublé comme il vient d'être dit, et soufflé comme le verre à vitres.

PIERRES PRÉCIEUSES FACTICES.

Les pierres factices sont des verres incolores ou colorés que l'on taille par les procédés ordinaires employés par les lapidaires.

Le *diamant* est imité par le *strass*, qui est un verre incolore et jouissant d'un indice de réfraction très considérable. Ce verre a la même composition que le cristal, à cela près que l'on y ajoute presque toujours du borax raffiné. Ce sel s'allie très bien au verre et le rend très *fin*, c'est-à-dire exempt de défauts provenant de l'*affinage*.

C'est avec l'oxyde de cobalt que l'on obtient la teinte du saphir. La teinte du *rubis* est obtenue avec du pourpre de Cassius

avec du verre coloré en rouge par le cuivre. L'*émeraude* imitée par le bi-oxyde de cuivre. On lui ajoute quelquefois de sesqui-oxyde de fer pour aviver la teinte qu'il donne. igue-marine est aussi colorée par le même oxyde, mais em-yé en quantité beaucoup plus petite. Pour donner un *œil che* à la pierre on peut y ajouter un peu d'émail blanc pul-isé. Les diverses teintes de la *topaze* peuvent être obtenues du *tartre brut*, ou du verre d'antimoine. On ajoute quel-fois à ce dernier corps un peu de sesqui-oxyde de fer et de rpre de Cassius. On imite parfaitement la couleur de l'a-thyste par le bi-oxyde de manganèse.

On imite le grenat syrien par le bi-oxyde de manganèse aussé par le pourpre de Cassius.

Pour remédier au peu de dureté des pierres factices, et, nd cela en vaut la peine, on les *double avec du cristal de he*. Pour cela on fait la table de la pierre avec cette matière n la colle avec un peu de térébenthine sur une culasse de re de couleur.

ÉMAUX.

Les émaux sont des verres opaques, blancs ou diversement orés. On en revêt des vases de diverses matières, ou ils sont ployés pour peindre sur porcelaine et sur émail.

L'émail blanc doit son opacité et sa couleur à l'interposition n stannate de plomb (V. p. 373 de ce vol.).

Le stannate de plomb, fondu avec un poids égal au sien de u verre de gobeleterie, peut donner un émail blanc. Il en ne encore un très beau en le fondant avec du sable blanc rifié, mêlé avec la moitié de son poids de carbonate potas-ue. Le mélange doit être tenu en fusion pendant plusieurs ures, bien affiné et coulé en plaques ou tiré en baguettes. Un ze cent cinquantième de son poids de bi-oxyde de manga-se lui donne une couleur blanc de lait.

On obtient un émail blanc très fusible en fondant ensemble parties de verre à base de potasse, 2 parties de stannate de mb, 1 partie de minium et 1 partie d'acide arsénieux.

L'émail des cadrans de montre a une composition analogue précédent.

On colore les émaux avec les mêmes matières que le verre.

On a en outre l'avantage de pouvoir employer des matières qui donnent de l'opacité comme le sesqui-oxyde de chrôme et les composés antimoniques.

On pourra se baser sur les compositions précédentes pour faire des émaux de couleur.

Émaux jaunes.

Émail blanc	750 p.
Tartre rouge	25
Bi-oxyde de manganèse	1

On doit fondre ce mélange dans un creuset couvert afin que la matière charbonneuse du tartre ne brûle pas. Sans cette précaution l'émail se décolorerait. Si l'on employait trop de tartre l'émail noircirait, parce que du plomb serait réduit.

Cet émail ne peut être mêlé aux émaux colorés par des oxydes réductibles pour obtenir des teintes intermédiaires.

L'oxyde d'urane et l'acide antimonique donnent des jaunes qui peuvent être employés à de basses températures.

Le sesqui-oxyde de fer, ajouté à l'acide antimonique, donne une couleur orangée.

Émaux rouges.

Le pourpre de Cassius donne toutes les teintes depuis la rose jusqu'au carmin. On le rend pourpre par le bi-oxyde de manganèse.

Le sesqui-oxyde de fer donne un émail rouge vif.

Émail violet.

Émail blanc	750 p
Bi-oxyde de manganèse	15
Équi-oxyde de cuivre	2

Émaux verts.

Le sesqui-oxyde de chrôme avivé par un peu d'oxyde de cobalt donne un émail d'un beau vert.

Émail blanc	800 p
Bi-oxyde de cuivre	25
Sesqui-oxyde de fer	1

Émaux noirs.

I.

Émail	100 p
Bi-oxyde de manganèse	5
Oxyde de cobalt	1

II.

Émail	16
Tartre rouge	1

s l'emploi des émaux, on distingue la *matière colorante* ndant : la matière colorante est très variable, comme on par les compositions précédentes ; le fondant est opaque sparent; dans le premier cas, c'est de l'émail blanc; dans nd, c'est un verre généralement à base de plomb.
nail est employé comme fondant lorsque l'on veut avoir nleurs opaques; le verre est employé pour avoir des cou- ransparentes ou lorsque la matière colorante donne de ité sans autre addition, comme le sesqui-oxyde de chrô- ans un cas comme dans l'autre il donne de l'éclat aux rs en les faisant briller comme un vernis. Les fondans à l'égard des matières colorantes le même rôle que le et l'huile à l'égard des couleurs à l'huile : ils servent es fixer, les étendre et en faire varier le ton.

PEINTURE SUR VERRE.

peinture sur verre s'exécute avec des couleurs vitrifia- t transparentes. Ces couleurs sont des verres colorés, sibles que ceux sur lesquels on doit les appliquer. On les en poudre très fine, et on les délaie dans de l'huile vo- de lavande épaissie à l'air ou dans de la térébenthine. ut employer aussi pour cet usage l'*huile de résine* que btient en distillant la colophane. Lorsque les couleurs

sont appliquées sur le verre, on le chauffe dans une [illegible] elles fondent et y adhèrent fortement.

On peut facilement obtenir la base des verres colorés [illegible] fondant ensemble du beau cristal et du borax.

Quelquefois on enlève la partie colorée des verres doub[illegible] afin d'obtenir des effets de lumière. Cela se fait facilement [illegible] l'aide du fluorure hydrique en employant les moyens indiqu[illegible] t. 1, p. 644.

Les grandes teintes sont obtenues par des verres colorés [illegible] dans leur masse, que l'on découpe selon les formes voulu[illegible] par le dessin et que l'on réunit par du plomb dans les en[illegible] droits où les ombres sont très fortes, afin de masquer, autant que possible, ces filets de plomb qui sont opaques et forment de gros traits noirs qui nuisent à la finesse de l'exécution.

Les artistes du moyen âge et de la renaissance ont excell[illegible] dans la peinture sur verre; mais aujourd'hui que l'on peu[illegible] obtenir ce corps en grandes feuilles bien égales, que l'on s[illegible] doubler le verre et que l'on a le moyen de le dédoubler à vo[illegible] lonté et partiellement, on a réellement plus de ressources qu[illegible] l'on n'en avait à cette époque.

Ce qu'il y a de plus remarquable dans les anciens vitraux, c'e[illegible] la pureté des teintes. Il y a un jaune d'un éclat et d'une pureté que l'on n'est pas encore parvenu à imiter. En général, si nos couleurs actuelles sont moins vives, il faut l'attribuer à ce que l'on peint sur du verre à base de soude, qui est toujours vert et qui, par cela même, nuit aux couleurs que l'on dissout dans sa masse ou que l'on applique dessus.

Quelques artistes ont pensé que l'art de peindre sur verre avait été perdu, et qu'il n'a pu être retrouvé que par de nouvelles recherches; cela est une erreur: les principes de cet art se trouvent consignés dans bien des livres anciens où il est facile de les y apprendre.

Peinture sur émail.

La peinture sur émail, sur porcelaine, sur faïence, etc., est fondée exactement sur les mêmes principes que la peinture sur verre et s'exécute de la même manière; seulement on emploie des émaux, ou des couleurs opaques, au lieu de couleurs transparentes. Toutes les couleurs ne peuvent pas supporter

même température, aussi est-il des couleurs que l'on dit *au sd feu*. Les couleurs volatiles, combustibles ou réducti- supportent difficilement une température très élevée. Il pour cela des couleurs réellement fixes et inaltérables. e à cette cause qu'il faut attribuer l'infériorité des couleurs *porcelaines dures*, à celles des *porcelaines tendres*. Les pre- res devant supporter une température beaucoup plus élevée les dernières et par cela même étant beaucoup plus rares. e n'entrerai pas dans de plus grands développemens sur tières, qui ne sont que des applications des connaissances iques.

Observations sur la constitution chimique du verre.

es proportions relatives des matières qui entrent dans la position des diverses sortes de verres, permettent de pen- qu'il est formé de composés définis, mélangés ensemble. Il rai que selon la température du four, on peut faire varier roportions relatives du sable et des fondans; mais cela se e dans des limites assez étroites pour que l'on puisse ad- re l'opinion qui vient d'être émise.

our deux parties des fondans suivans, on emploie les tités correspondantes de sable :

Minium	1
Sulfate de soude	4
Potasse	4
Sel de soude	6

n déduit de là que l'oxygène de l'acide silicique est à celui a potasse ou de la soude : : 9 : 1 et que ces deux bases ent des silicates de la formule.

$$Si_3 (k, na).$$

'oxygène de l'acide silicique doit être à celui de l'oxyde de nb : : 3 : 1 et il doit en résulter un silicate simple.

$$Si\ pb.$$

est probable que la baryte joue un rôle semblable et que licate barytique doit être représenté de la même manière.

Il découle de ceci que 2 parties et demie de sulfate barytique ne fondraient qu'une partie de sable.

Le rôle chimique de la chaux dans les verres blancs est aussi difficile à juger; cependant, si l'on considère qu'elle ne peut point être un *fondant* à beaucoup près aussi énergique que la potasse ou la soude, qu'elle ne permet pas d'ajouter un équivalent de sable à une composition; il est très probable qu'elle forme un silicate de même ordre que ceux formés par l'oxyde de plomb et l'oxyde de baryum.

En résumant ce qui précède on trouve donc par la synthèse que les verres ordinaires *incolores*, sont formés par le mélange intime de deux sortes de silicates :

$$Si_3\,(na\ k) \text{ et } Si\,(pb,\ ba,\ ca).$$

Le verre à bouteilles a une toute autre constitution; la présence des oxydes de la formule R_2O_3 le modifie profondément. Dans cette sorte de verre, tous les oxydes, autres que la silice, semblent jouer le même rôle, et l'alumine et le sesqui-oxyde de fer paraissent devoir y être représentés par :

$$\frac{Al_2O_3}{3} \text{ et } \frac{Fe_2O_3}{3}.$$

Mais cette espèce de verre est encore un mélange et le rapport de l'oxygène des bases à celui de l'acide peut varier depuis la moitié jusqu'aux 2/3 de celui que ce dernier corps renferme; c'est-à-dire que l'on a les rapports :

$$2\,(Si\,O_3) : r_3 \text{ et } 2\,(Si\,O_3) : r_4.$$

Ceci résulte des analyses suivantes faites par M. Dumas.

Composition d'un verre à bouteilles de la fabrique de Sèvres :

		Oxyg.		Oxygène.	Rapports.
Silice	53,55	d'où		26,7	$6 = Si_6$
Alumine	6,01	2,8	$\}$ =	4,5	$1 = R$
Sesqui-oxyde de fer	5,74	1,7	$\}$		
Chaux	29,22	8,2	$\}$ =	9,1	$2 = r_6$
Potasse	5,48	0,9	$\}$		

D'où l'on tire : $Si_4\,r_6 + Si_2\,R.$

Et en faisant $\frac{R}{3} = r'$,

On a : $Si_2\,r_2\,r'_1$

Autre verre à bouteilles.

		Oxyg.		Oxygène.	Rapports.	
Silice	45,6 d'où			23,66	$3 = Si_3$	
Alumine	14,0	6,58	=	8,40	$1 = R$	P (1)
Sesqui-oxyde de fer	6,2	1,92				
Chaux	28,1	7,64	=	8,64	$1 = r_3$	
Potasse	6,1	1,00				

D'où l'on tire : $Si_9\ r_3,\ Si\ R$.

Et en employant $r' = \frac{R}{3}$

On a : $Si\ r\ r'$.

Que ces résultats soient bien ou mal interprétés, il n'en demeure pas moins évident que la présence des oxydes du 3e série R modifie considérablement la constitution de ce verre.

La partie cristallisée du verre dévitrifié a donné les résultats suivans :

		Oxygène.
Silice	69,2 d'où	36,14
Alumine	4,9	2,28
Chaux	12,0	3,30
Soude	14,9	3,80

D'après cette analyse, l'oxygène des bases est sensiblement le quart de celui de l'acide silicique et l'on serait ainsi conduit à la formule :

$$Si_4\ (r\ r')_3.$$

Cette formule peu précise indique cependant que la silice a beaucoup augmenté relativement aux bases, et que la liquation qui donne naissance au verre dévitrifié s'est opérée entre un verre moins fusible et un verre plus fusible que le verre ordinaire.

MORTIERS A BATIR.

La théorie chimique de la solidification des mortiers appar-

(1) La constitution du verre permet d'admettre un excès de bases plutôt qu'un excès d'acide, sans cela les rapports seraient changés.

tient tout entière à l'étude des silicates; aussi doit-elle trouver une place ici.

Les matières qui font la base des principaux mortiers étant la chaux vive et des matières siliceuses. Ces élémens représentant une base énergique et un acide puissant, on a dû penser, depuis que la théorie des sels est établie, que ces élémens pouvaient se combiner et donner ainsi une idée de la solidification de cet élément principal de nos constructions. En effet, si l'on fait un mélange de chaux éteinte et de sable siliceux, il sera possible d'admettre que la chaux attaque la surface des grains de sable, et qu'elle donne ainsi naissance à un silicate calcaire qui sert d'intermède pour relier le sable avec la chaux et qu'il pourrait en résulter une masse cohérente; mais cette action doit être fort lente, et elle ne peut avoir lieu que sous l'influence de l'humidité. De là, la nécessité de faire en sorte que les mortiers se dessèchent le plus lentement possible.

Les anciens Romains ont fait des monumens qui existent encore en grand nombre, et l'on a vu, depuis long-temps, que les mortiers qu'ils employaient dans leurs constructions devenaient fort durs, et, en général, étaient d'une qualité bien supérieure aux matières que l'on employait il y a quelques années; mais cette opinion est erronée. Nous avons une foule de monumens du moyen-âge qui ne le cèdent en rien, sous ce rapport, aux monumens romains; par exemple, les pierres du château de Pierrefonds, qui existe dans la forêt de Compiègne, sont reliées avec un mortier si parfait et si bien conservé dans quelques parties que l'on dirait que l'édifice vient d'être construit, et qu'un entrepreneur, qui l'avait acheté à l'époque de notre première révolution, dans l'espoir de le détruire pour en vendre les matériaux, a été obligé de renoncer à son projet à cause des difficultés qu'il a rencontrées; difficultés dues à l'excellence du mortier, qui avait relié toutes les pierres en une et les avait rendues inséparables.

Ces faits conduisent à penser que les mortiers deviennent bons lorsqu'ils sont employés dans de fortes constructions, par cela seul qu'ils se dessèchent lentement et que le silicate calcaire, qui les durcit et en relie les parties, a le temps nécessaire pour se former.

Dans ces derniers temps, la fabrication des mortiers a attiré l'attention de savans expérimentateurs et l'on a obtenu des

résultats qui supposent, sans aucun doute, tout ce que l'on avait pu obtenir jusqu'alors. Sous ce dernier point de vue, on doit beaucoup à M. Vicat et à M. Kühlmann. Cette année (1845), le gouvernement a accordé, au premier de ces savans, et sur la demande de M. Arago, une pension viagère de six mille francs pour le récompenser de ses travaux. C'est bien peu, c'est bien mesquin, pour des découvertes d'une aussi haute importance; mais c'est encore beaucoup pour un pays qui, *étant à la tête de la civilisation*, a tout ce qu'il faut pour punir les coupables, et n'a rien pour encourager et récompenser les hommes utiles.

M. Vicat a enseigné à faire des mortiers hydrauliques; c'est-à-dire des mortiers qui se solidifient sous l'eau. M. Kühlmann, a fait connaître l'utile intervention des silicates de potasse ou de soude.

Matières entrant dans la fabrication des mortiers :

Chaux
Marnes argileuses et calcaires
Argiles cuites
Ciment de tuiles
Sable siliceux
Pouzzolane
Ponce
Trass
Cendres de bois lavées ou non lavées
Cendres de houille

La *chaux vive*, la plus pure, qui peut être fort bonne dans certaines circonstances, n'est pas toujours la plus convenable. Elle foisonne beaucoup, c'est-à-dire qu'elle s'unit à une quantité considérable d'eau et que leur union intime peut donner naissance à une masse pâteuse très abondante, formée d'hydrate calcique délayé dans de l'eau non combinée. Cette chaux forme, avec le sable ordinaire, un mortier qui se solidifie lentement, qui, par cela même, n'est point hydraulique, et ne prend jamais une grande solidité, à moins que la réaction de ses élémens ne puisse s'effectuer pendant un temps très considérable.

Les *chaux dites maigres*, ou qui *foisonnent peu*, sont des marnes.

Les marnes sont des mélanges naturels de calcaire et d'ar-

gile. Lorsque ces mélanges sont dans des proportions convenables, et que les marnes ont été cuites, elles donnent naissance à des mortiers hydrauliques. Ces mortiers admettent moins de sable que ceux faits avec la *chaux grasse*; mais jouissent de la propriété de se solidifier sous l'eau.

On peut faire des chaux hydrauliques artificielles, en cuisant ensemble un mélange de calcaire et d'argile. Les quantités d'argile à ajouter varient selon l'état du calcaire et de l'argile; car le calcaire peut être argileux et l'argile peut être calcaire. En général, pour une chaux grasse, il faut environ 0,20 d'argile contenant environ le 1/3 de son poids d'alumine. En basant sur ces proportions, il est facile de faire des mélanges dans lesquels on diminue l'argile jusqu'à la réduire à 0,1. Ces mélanges, étant cuits, donnent des produits qu'il est facile d'essayer et de juger en les mettant en œuvre.

Les chaux hydrauliques ne doivent pas être cuites à une température trop élevée; elles éprouveraient un commencement de vitrification et ne s'uniraient plus que très difficilement à l'eau. La température du rouge sombre est très convenable. Par cette cuisson, les argiles perdent de l'eau et deviennent très aptes à s'unir à la chaux sous l'influence de ce liquide. Si on faisait un mélange de chaux vive et d'argile non cuite, on n'obtiendrait qu'un très mauvais mortier, sans cohérence et nullement hydraulique, parce que l'argile ne serait qu'à peine attaquable par la chaux.

Les marnes calcaires, mêlées à la *chaux grasse délitée* pour faire un mortier, comme cela se fait dans quelques pays, donnent un très mauvais résultat: il ne peut y avoir d'union chimique entre la chaux et la craie.

Les *argiles cuites* et le *ciment de tuiles*, mêlés à la chaux même grasse, donnent un mortier excellent, très cohérent et très dur. Ces matières l'emportent infiniment sur le sable siliceux. Cela tient à leur porosité, qui permet à la chaux de les attaquer sur une grande surface, aux silicates formés, de s'adhérer plus fortement, et, en outre, à ce que ces argiles sont chimiquement plus attaquables par la chaux, qu'elles ne le seraient si elles n'étaient point cuites, et que ne peut l'être le sable siliceux. L'état poreux des matières ajoutées à la chaux, pour faire les mortiers, est une des conditions les plus favorables.

Le *sable siliceux* est employé pour donner de la consistance aux mortiers; mais il a l'inconvénient d'être attaqué fort lentement et souvent les mortiers sont desséchés avant que la réaction ait eu le temps de s'effectuer convenablement. Dans tous les cas, le grès pulvérisé est préférable au sable, parce que le silicate calcaire y adhère plus fortement.

La *pouzzolane* est une matière volcanique, poreuse, en grains d'une grosseur variable, que l'on a d'abord trouvée à Pouzzole en Italie. Cette matière est excessivement propre à remplacer le sable dans la confection des mortiers et lui est très supérieure.

La pouzzolane est un silicate variable dans sa composition, qui renferme de l'alumine, de la silice, de la chaux, de l'oxyde de fer, et souvent de la potasse ou de la soude.

On a cherché à faire de la pouzzolane artificielle, et l'on y parvient en calcinant des mélanges d'argile et de pierre calcaire. Les meilleures seraient celles qui seraient faites avec des cendres de bois et des argiles chauffées au rouge sombre.

La *ponce* et la *trass* sont de véritables pouzzolanes naturelles; ces matières sont bonnes pour faire les mortiers; mais elles ne valent pas encore le mélange artificiel indiqué précédemment parce qu'elles ont éprouvé une température trop élevée.

Les *cendres de bois*, lavées ou non lavées, les cendres de houille même, sont excellentes et donnent des mortiers excessivement durs.

M. Kühlmann a observé qu'en plongeant une matière calcaire dans du verre soluble (silicate potassique), il y avait une réaction par laquelle il se formait du silicate calcique très dur; aussi cela permet-il de penser qu'en ajoutant du silicate sodique ou potassique aux mortiers, on les rendrait excellents et qu'ils pourraient, par la présence de ces matières, acquérir, en peu de temps, des qualités supérieures à celles qu'ils ne peuvent obtenir que par une longue suite d'années.

M. le général Treussart avait déjà tenté de faire des chaux hydrauliques en ajoutant de la soude ou de la potasse à la chaux ordinaire; mais évidemment les résultats obtenus ont tenu à ce que la réaction des alcalis sur les matières salineuses ou argileuses a été plus rapide. En 1839, j'ai indiqué, dans un brevet, l'emploi des alcalis comme pouvant servir

...CIALE

...8.

...rtie de la chimie spéciale qui
...es et à leurs dérivés.
...ace de la composition et de la consti-
...e leur formation naturelle ou artifi-
qu'ils jouent dans les êtres vivans, des
ssent après la mort de ces êtres et de
ule aux diverses branches des sciences

II.

es sont ceux qui sont formés sous l'in-
s dérivés.

III.

ganiques qu sont doués d'une organi-
pliquée; il en est un plus grand nom-
de toute espèce d'organisation *et qui*
isés par leur origine.

IV.

...es dépourvus d'organisation ont une
ont susceptibles de cristalliser ou bien

d'intermédiaire entre la chaux et la silice pour favoriser leur action; enfin, M. Kühlmann a démontré que le silicate potassique ou sodique tout formé était encore plus avantageux par la rapidité de son action. Toutefois, il n'est pas plus apte à attaquer les matières siliceuses ou alumineuses; mais il produit du silicate calcique qui solidifie immédiatement le mortier.

En résumant ce qui précède, on arrive aux conclusions suivantes :

Les mortiers sont essentiellement formées de matières susceptibles de contracter une union chimique sous l'influence de l'eau.

Les mortiers hydrauliques sont ceux qui prennent rapidement et sous l'eau; ils ont pour base la chaux et les argiles cuites à une basse température.

Les mortiers ordinaires sont formés de chaux grasses hydratées, délayées dans l'eau, mêlées avec des matières siliceuses.

Ces dernières matières sont d'autant meilleures qu'elles sont poreuses et plus aptes à la combinaison.

Enfin, chaque sorte de mortier peut être singulièrement améliorée par la présence de la potasse ou la soude, ou de silicate de ces bases tout formé.

FIN DE LA PARTIE ANORGANIQUE DE LA CHIMIE SPÉCIALE.

CHIMIE SPÉCIALE

II.

PARTIE ORGANIQUE.

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES.

I.

mie organique est la partie de la chimie spéciale qui
x produits organiques et à leurs dérivés.
t est la connaissance de la composition et de la consti-
ces produits, de leur formation naturelle ou artifi-
rôle chimique qu'ils jouent dans les êtres vivans, des
ions qu'ils subissent après la mort de ces êtres et de
ion qui en découle aux diverses branches des sciences
et des arts.

II.

oduits organiques sont ceux qui sont formés sous l'in-
e la vie, ou leurs dérivés.

III.

les produits organiques qu sont doués d'une organi-
is ou moins compliquée; il en est un plus grand nom-
ont dépourvus de toute espèce d'organisation *et qui*
uement caractérisés par leur origine.

IV.

oduits organiques dépourvus d'organisation ont une
ion définie; il sont susceptibles de cristalliser ou bien

ils sont liquides et doués d'un point fixe d'ébullition avec décomposition, ou bien ils sont gazeux. En outre, ils se combinent en proportions nettement définies, comme les produits d'origine inorganique. Je donnerai à ces produits le nom de *produits organiques définis ou moléculaires.*

Les produits organiques jouissant d'une organisation plus ou moins complexe, sont toujours solides ou mous; ils sont formés de particules sphériques ou sphéroïdales lorsqu'ils sont libres; ils ne cristallisent jamais; mais, par leur agglomération, ils donnent naissance à des masses tuberculeuses, ou à des formes organiques, lorsqu'ils sont soumis à l'influence de la vie communiquée par des êtres déterminés; leur composition paraît indéfinie, successive et variable selon la nature et l'âge des êtres auxquels ils appartiennent. Ils sont soumis à des réactions spéciales distinctes de celles des corps définis. Les combinaisons qu'ils forment sont d'un ordre tout particulier et ne sont nullement définies.

Ces produits seront désignés sous le nom de *produits organiques particuliers.*

V.

Les produits organiques, définis ou non, qui se rencontrent tout formés chez les êtres vivans : sont nommés *principes immédiats.*

Les produits organiques, naturels, formés par le mélange de deux ou un plus grand nombre de principes immédiats, portent le nom de *produits immédiats.*

Les produits organiques, qui ne se rencontrent point tout formés dans la nature, mais que l'on obtient par des réactions chimiques, portent le nom de *produits organiques dérivés.*

VI.

Les élémens chimiques, qui entrent dans la composition des produits organiques, sont le carbone, l'hydrogène, l'oxygène, l'azote.

Ces quatre élémens suffisent pour caractériser tous les types des matières organiques définies : le soufre existe quelquefois en remplacement de l'oxygène; le phosphore peut tenir lieu de l'azote.

Dans les produits dérivés, indépendamment des sub

précédentes, les chloroïdes peuvent remplacer l'oxygène hydrogène, et l'arsenic peut tenir lieu de l'azote ou du phore.

VII.

n seul élément chimique ne produit aucune matière or-que.

e carbone et l'hydrogène donnent naissance à un grand bre de produits dérivés, qui sont considérés comme les *eaux* de produits plus compliqués (V. t. 1, p. 268 et antes).

e carbone, l'hydrogène et l'oxygène entrent dans la compo-n d'un grand nombre de produits organiques, naturels ou vés.

es élémens précédens, plus l'azote, entrent aussi dans la position d'un grand nombre de matières organiques.

ans la nature organique, on rencontre l'azote principale-nt dans les alcaloïdes végétaux et dans les matières protéï-s; mais il existe dans presque toutes les matières animales, pté dans les corps gras (1).

e soufre existe dans les alliacées, les crucifères, l'assa fœ-, les limaçons, l'albumine des œufs, celle du sang, la fi-e animale et la matière cérébrale.

e phosphore est plus rare et n'a encore été trouvé que s la matière cérébrale et dans le sperme des poissons.

VIII.

a constitution des produits organiques définis est la même celle des produits anorganiques. Ces deux classes de corps pouvant être distinguées que par leur origine, il en résulte la chimie minérale et la chimie organique se confondent me seule science.

IX.

ous l'influence de la vie, les élémens ultimes (carbone,

1) Pendant bien des années, on a désigné toutes les matières organiques azo-ées le nom de *matières animales*. Les chimistes ont généralement renoncé à rvir de cette locution parce qu'elle est loin d'être toujours en harmonie avec its.

hydrogène, oxygène, azote), peuvent subir divers m condensation et donner naissance à de nouveaux prod sont aptes à jouer le rôle des élémens qui les ont form élémens composés sont les *radicaux*. Aussi, M. Lieb défini la chimie organique : la *chimie des radicaux co*

X.

Les élémens des corps organiques sont puisés dans sphère par les végétaux. De là, ils passent dans les a phytophages et de ceux-ci chez les carnivores (1).

XI.

L'eau, l'acide carbonique, l'ammoniaque et le sulfu monique sont réduits par les végétaux et leur fourniss élémens nécessaires à leur existence.

Les procédés employés pour obtenir ce résultat, s solument inconnus.

XII.

Les alimens des êtres vivans sont modifiés dans l'act respiration, qui a pour but principal de les rendre l'assimilation (2).

XIII.

Des produits purement minéraux, tels que le phospl carbonate calciques et l'acide silicique font partie ess des êtres aériens et de la majeure partie des êtres aqua

Ces produits ont pour but de leur donner de la consi soit qu'ils se trouvent isolés dans un squelette, soit qu' soient unis particulairement et répandus dans tout l'in

---

(1) V. mon introduction à l'étude de la chimie, 1833, p. 66 et 84. C considérations générales et inductions relatives à la matière des êtres *J. des savans* (nov. 1837). Dumas, Essai de statique chimique des êt nisés, 1842.

(2) Depuis quelques années on a émis plusieurs théories nouvelles sur l tion et sur le but de la respiration des animaux. Ces théories étaient hasa il serait facile d'en démontrer l'inexactitude. Celle qui est indiquée ici, e ques mots, et qui leur est absolument contraire, est en harmonie avec les mieux observés et se trouve démontrée par des recherches spéciales.

XIV.

réduction qui s'opère dans les végétaux peut avoir lieu férens degrés. Les produits ultimes de cette réduction l'hydrogène et le carbone. On pourra se faire une idée nette des divers produits auxquels elle donne lieu, si considère que l'*hydrogène est plus combustible et plus diffi- à réduire que le carbone;* cependant cette remarque ne rait tout expliquer d'une manière suffisante, *car les réac- dépendent, non-seulement de la nature des élémens en pre- , mais encore de la manière dont ils sont unis*, et il résulte , comme on le verra bientôt, que l'hydrogène disposé deux formes, dans une molécule, peut être plus combusti- ous l'une d'elles que sous l'autre.

rsque les matières qui donnent naissance aux produits iques ne sont point réduites en totalité ou en partie, conservent leur forme élémentaire; ainsi, jamais un uit organique, formé de carbone, d'hydrogène et d'oxy- , ne pourra avoir pour formule CHO_3; car $CHO_3 =$ $+ HO$, l'acide carbonique et l'eau.

faisant l'application du principe énoncé précédemment, ouve que la réaction doit d'abord porter sur l'acide car- que, qui peut être réduit partiellement ou complétement. ns le premier cas, et avec le concours des élémens de l'eau, nne naissance à des produits qui ne jouissent jamais d'au- trace d'organisation et qui conservent tous leurs carac- anorganiques. Dans ces produits, il y a donc du carbone, hydrogène et de l'oxygène plus qu'il n'en faudrait pour r complétement ce dernier corps et le réduire en eau, ont les *oxalates* $C_2 \Delta O_4$ et les *tartrates* $C_8 H_4 \Delta_2 O_{12}$.

ns le second cas, il concourt à former les principaux ens organiques des végétaux et des produits organiques is, tels sont le *ligneux*, l'*amidon*, la *pectine*, les *gommes mucilages*, qui sont organisés ou particulaires; la glucose sucre, qui cristallisent.

t-il utile de faire remarquer que le rapport des équivalens rbone aux équivalens de l'eau peut varier selon les divers mes mécaniques qui peuvent être formés et qu'il en ré- ainsi plusieurs types distincts; mais les espèces les plus dantes contiennent 12 équivalens de carbone, et elles pa-

raissent dérivées du type simple CHO, qui s'est condensé 12 fois. Ce type peut être uni aux élémens de l'eau d'une toute autre manière que cela n'a lieu dans l'intérieur des molécules, et, quoique très stable à la température ordinaire, il peut perdre aussi les élémens de l'eau à une température peu élevée.

Lorsque le carbone est réduit complétement, l'hydrogène peut commencer à l'être et l'on obtient ainsi une foule de produits, plus souvent *dérivés* qu'autrement. Dans ces produits, le rapport du carbone à l'hydrogène peut considérablement varier. Enfin, il peut arriver que le carbone et l'hydrogène soient réduits complétement, comme cela s'observe dans quelques huiles volatiles, qui sont généralement des produits isomères de la formule élémentaire $C_5 H_4$, comme les essences de térébenthine, de citron, de cubèbes, etc.

Les faits précédens démontrent que la nature offre à notre observation une immense série de corps qui sont les produits d'une réduction opérée dans l'intérieur des végétaux. On pourrait donc établir une *série de réduction;* mais le travail présenté sous ce point de vue serait imparfait parce qu'il faut aussi tenir compte des *condensations* dont il va être question dans le paragraphe suivant.

XV.

Ainsi que cela vient d'être exposé, les produits organiques non azotés, peuvent être représentés par les élémens chimiques CHO, ou même simplement CH; mais la nature n'emploie pas que la *réduction* pour leur donner naissance. Ces élémens sont susceptibles de *condensation*.

Si, pour la plus grande simplicité, on suppose tous les élémens des systèmes moléculaires organiques, réduits en carbone et en hydrogène, on observe que les élémens CH, qui seront supposés dans le rapport le plus simple, ou de 1 : 1, peuvent se doubler, se tripler, etc., de manière à donner 2 CH, 3 CH, et que chacun des groupes ainsi formés, jouit de propriétés *semblables* à celles de groupe fondamental CH.

Ces groupes sont les *radicaux* (V. t. 1, p. 274 et suiv.).

Le groupe fondamental CH, qui fournit le plus grand nombre relatif de radicaux condensés, donne naissance au moins

trois, ordres principaux de systèmes mécaniques distincts : ceux de la série 1, 2, 4, 8, 16...., ceux de la série 3, 6, 9.... et enfin ceux qui résultent de la combinaison de ces deux séries.

I.

$$CH,\ C_2H_2,\ C_4H_4,\ C_8H_8$$

II.

$$C_3H_3,\ C_6H_6,\ C_9H_9,\ C_{12}H_{12}$$

III.

$$C_5H_5 = C_2H_2,\ C_3H_3$$
$$C_7H_7 = C_4H_4,\ C_3H_3$$
$$C_{10}H_{10} = C_4H_4,\ C_6H_6$$
$$C_{14}H_{14} = C_8H_8,\ C_6H_6$$

Il serait facile de placer un nom à la suite de presque toutes les formules contenues dans ce tableau; mais cela ne représenterait point ma pensée, car il ne s'agit ici que de *radicaux généraux*, libres ou combinés, qui n'ont pas encore reçu de nom, et je tiens à le faire remarquer : *le radical libre peut être fort différent du radical combiné :* indépendamment des divisions qu'il peut éprouver en se combinant et des synthèses dont il peut être l'objet en devenant libre, il peut avoir été modifié par la perturbation ou la condensation ou par l'une et l'autre à-la-fois, et la science ne permet pas encore, dans tous les cas, d'assigner les caractères du radical libre lorsqu'on l'étudie à l'état de combinaison, et le contraire.

XVI.

Les composés C_8H_8 et C_6H_6, quoique appartenant à deux séries différentes, peuvent cependant devenir *isotomiques*, quand la modification a lieu dans les élémens secondaires des molécules.

Si l'on suppose l'élément moléculaire CH, formé de 8 parties, on a, dans les deux cas précédens 8_8 et 6_8; c'est-à-dire 8×8 et 8×6 en renversant les termes; or, C_6H_6 peut être tantôt 8×6 et tantôt 6×8. Ces deux produits, quoique

identiques arithmétiquement, peuvent cependant représenter deux systèmes différens : l'un, formé de 8 parties, chacune de ces parties en contenant 6 d'un ordre inférieur ; l'autre, formé de 6 parties immédiates, formées chacune de 8 parties d'un ordre inférieur.

$C_6 H_8$ est donc susceptible d'*isomérie par transposition*.

$C_6 H_8$ pourra donc, dans certaines circonstances, jouer le même rôle chimique que $C_8 H_8$.

XVII.

Les radicaux composés se comportent tantôt comme un radical simple et tantôt comme deux corps différens réunis en un seul. Quand cette dernière condition ne peut pas être observée, cela tient généralement à ce que la réaction s'est opérée trop brusquement ; condition qui a rendu la transition insensible.

J'ai déjà fait voir, t. 1, p. 274-275, comment les radicaux complexes peuvent se diviser. J'ajouterai ici que, dans certaines conditions, ils donnent lieu à des réactions singulières et des plus dignes d'intérêt.

M. Malaguti dans un mémoire fort remarquable sur la réaction que le chlore exerce sur les éthers des séries éthylique et méthylique, a observé qu'à la lumière diffuse, et même en portant la température à 90 ou 95 degrés, il n'est jamais parvenu à remplacer plus de 4 équivalens d'hydrogène par 4 équivalens de chlore ; cependant, ces éthers renfermaient plus de 4 équivalens d'hydrogène : le premier a pour formule $C_8 H_{10} O_2$, et le second $C_4 H_6 O_2$. Ils devenaient par le chlore $C_8 H_6 Cl_4 O_2$ et $C_4 H_2 Cl_4 O_2$.

Ces phénomènes singuliers sont dus à ce que tout l'hydrogène occupe deux positions non identiques, dans chacune des molécules d'éther éthylique et d'ether méthylique.

En opérant à la lumière solaire, M. Regnault a franchi la limite de l'action du chlore à la lumière diffuse, et il a pu remplacer tout l'hydrogène par ce dernier élément.

XVIII.

Le carbone et l'hydrogène peuvent être dans un tout autre

plus ou moins compliqués.

---

1) M. Gerhardt émet l'opinion que les radicaux, formés dans des rapports
es que le précédent, en dérivent immédiatement ; ainsi, en faisant varier l'hy-
ène relativement au carbone, R représentant un radical déterminé de la sé-
1 : 1 ou C : H, les radicaux dont il est question dans ce paragraphe dérivent
R ± H_n ; c'est-à-dire les radicaux du premier ordre, plus ou moins un certain
bre d'équivalens d'hydrogène; par exemple, $C_6 H_6$, l'oléène, et $C_9 H_9$, l'élaène,
des radicaux que l'on peut représenter par R, $C_6 H_3 = C_6 H_6 - H_3$, ou le
ène, et $C_9 H_6 = C_9 H_9 - H_3$, ou le cumène, peuvent être représentés par R—3 (*).
Gerhardt nomme *corps homologues* ceux qui peuvent être représentés de la
même manière selon les principes énoncés dans le paragraphe précédent.

oici les exemples qu'il donne (**) :

L'esprit de bois $CH_4 O$, l'alcool $C_2 H_6 O$, l'huile de pommes de terre $C_5 H_{12} O$,
$C_{16} H_{34} O$, sont des corps homologues de la forme R+2 O.
Le formométhylal $C_4 H_{10} O_2$ et l'acétal $C_8 H_{18} O_2$ sont des corps homologues
forme R+2 O_2.
Les acides formique, acétique, valérianique, margarique, butyrique, etc.,
des homologues de la forme R O_2.
Les acides oxalique $C_2 H_2 O_4$, succinique $C_4 H_6 O_4$, pimélique $C_7 H_{12} O_4$,
bique $C_9 H_{14} O_4$, etc., sont des homologues de la forme R—2 O_4.
L'oxamide $C_2 H_4 Az_2 O_2$ et la succinamide $C_4 H_8 Az_2 O_2$ sont des corps ho-
gues R $N_2 O_2$.
Le gaz des marais CH_4 et la paraffine $C_{24} H_{50}$ sont des homologues R+2.
Le gaz oléfiant $C_2 H_4$, le quadri-carbure de Faraday $C_4 H_8$, l'élaène $C_9 H_{18}$
lène $C_6 H_{12}$ de M. Frémy, l'amylène $C_{10} H_{20}$ de M. Cahours, etc., sont
homologues R.
L'acide salicylique $C_7 H_6 O_3$ et l'acide anisique $C_9 H_8 O_3$, sont des homolo-
R—2 O_3.
Le phénol $C_6 H_6 O$ et l'anisol $C_7 H_8 O$ sont des homologues R—6 O.
Le cuminol $C_{10} H_{12} O$ et l'essence d'amandes amères $C_7 H_6 O$ sont des homo-
es R—8 O.
L'acide cuminique $C_{10} H_{12} O_2$ et l'acide benzoïque $C_7 H_6 O_2$ sont des homo-
es R—8 O_2.
Le benzène $C_6 H_6$ et le cumène $C_9 H_{12}$ sont des homologues R—6, et ainsi
uite.
Il arrive souvent que certains corps offrent, dans leurs élémens combustibles

(*) M. Gerhardt faisant l'équivalent de l'hydrogène = 6,25 au lieu de 12,5 adopté dans
ouvrage, ses exposans sont doubles de ceux indiqués dans ces formules, et le rapport
ou 1 : 1 devient C : H_2 ou 1 : 2
adoptant 6,25 pour l'hydrogène, il fallait nécessairement prendre 37,5 pour le carbo-
r. p. 281 de ce volume). Alors le rapport de 1 : 1 eût été conservé.

(**) Dans ces exemples, on a conservé la notation de l'auteur, H = 6,25. Pour les
cadrer avec les généralités qui viennent d'être émises, H faut partout remplacer
ar H. Le rapport R : H ou 1 : 1 est pour M. Gerhardt R : H_2 ou 1 : 2.

Et chacun d'eux, indépendamment des conditions qu'il peut représenter, peut encore être le prototype d'une foule de ces isomériques.

Une seule formule fondamentale C_5H_4 appartient à une douzaine de corps connus : le camphène, le térébène, le camphilène, le térébilène, le colophène, le colophilène, le citrène, les essences de copahu, de cubèbe et de poivre noir, de genièvre et de sabine, de laurier, etc.

Parmi ces composés, il en est plusieurs qui sont modifiés par l'isomérie multiple :

L'essence de copahu est représentée par $C_{10}H_8 = 2\,C_5H_4$;

L'essence de cubèbe est $C_{15}H_{12} = 3\,C_5H_4$.

Le camphène, la térébène, le camphilène et le térébilène sont représentés par $C_{20}H_{16} = 4\,C_5H_4$;

Le colophène et le colophilène ont pour symbole $C_{40}H_{32}$.

Les formules chimiques indiquent les condensations qui ont lieu et distinguent nettement les quatre séries précédentes; mais les composés correspondant à un même état de condensation diffèrent entre eux par la *transposition* de leurs élémens, et, quoique cette idée soit nette, simple et facile à saisir, on n'est pas encore arrivé au point de pouvoir dire telle substance correspond à telle modification.

Si l'on interroge la statique corpusculaire dont j'ai eu souvent l'occasion d'invoquer les principes, on trouve que les quatre modes de condensation des composés ayant C_5H_4 pour prototype, peuvent donner lieu à au moins une vingtaine de permutations différentes et qu'il reste encore plusieurs cas à découvrir pour compléter chaque série de condensation.

---

le rapport nécessaire pour être homologues, sans cependant pouvoir être considérés comme tels.

« Cela tient à un groupement particulier des élémens sur lequel la science n'a pas encore recueilli assez de lumières.

« Ainsi, par exemple, l'éther méthylique C_2H_6O offre exactement la même composition et le même équivalent que l'alcool ordinaire, et ce sont deux corps entièrement différens.

« L'éther ordinaire $C_4H_{10}O$, quoique appartenant à la forme $R+_2$, n'est pas l'homologue de l'esprit de bois et de l'esprit de vin, car ses propriétés chimiques l'en éloignent entièrement.

« Il faudrait encore ajouter, comme condition de l'homologie, l'identité de modification isomère. Précis ch. org. t. 1, p. 32-33. »

XIX.

Les équivalens des élémens des matières organiques sont des
ultiples exacts les uns des autres par des nombres entiers
. t. I, p. 45).
L'équivalent de l'hydrogène, étant le plus faible de tous,
st être pris pour terme de comparaison et égal à l'unité,
mme les Anglais le font depuis long-temps. On a alors :

Hydrogène	1	au lieu de	12,5
Carbone	6	—	75,0
Oxygène	8	—	100,0
Azote	14	—	175,0
Soufre	16	—	200,0
Phosphore	32	—	400,0

XX.

Depuis quelques années, on a pensé que tous les équivalens
élémens chimiques devaient être des multiples, par des
mbres entiers, de celui de l'hydrogène, et l'on a entrepris une
ule d'expériences d'une extrême précision qui ont eu pour
t de fixer les poids relatifs des élémens d'une manière très
oureuse. Ces expériences ont donné des résultats qui ont
tantôt pour, tantôt contre cette théorie.
Il est éminemment probable qu'il n'y a dans l'univers
une seule et même matière soumise à un très petit nombre
lois, et que cette matière, en se condensant et en se pénét de diverses manières, donne naissance à tous les élémens
miques connus et à connaître ; mais il ne résulte point de là,
me dans la théorie corpusculaire, que tous les élémens chiques doivent avoir des équivalens multiples de celui de
ydrogène, par des nombres entiers; car l'hydrogène,
re et gazeux, est formé de molécules divisibles. Comme
uve de cette assertion, on peut dire : 1° que la molécule de
ydrogène à l'état de fluide élastique, tel que nous le conissons, n'est que la moitié de celle hypothétique qui corresnd à l'équivalent de cet élément ; 2° que dans une molécule
n chloroïdure hydrique quelconque, gazeux, il y a une
mi-molécule d'hydrogène gazeux ; que dans une molécule
mmoniaque gazeuse, il y a une molécule et demie d'hydrone gazeux ; ce qui donne la preuve évidente que la molécule

d'hydrogène libre est divisible en deux parties et que l'équivalent chimique de ce corps doit l'être par quatre; pourtant, il faut le dire, la divisibilité est plus grande encore : car la molécule de l'hydrogène gazeux doit être formée au moins de quatre parties immédiates, ou de sous-molécules, réunies en tétraèdre, et, ce qui va suivre démontrera qu'il doit en être ainsi : Il est évident que chacune de ces sous-molécules est elle-même divisible; mais en admettant que cela ne soit point, et que le quart de l'équivalent de l'hydrogène soit l'élément ultime, indivisible, l'élément principe, l'élément générateur de tous les autres, cela permettrait de penser que les poids de tous les équivalens chimiques seraient des multiples du poids de ces quarts d'équivalens, ou de 3,125; et non point de l'équivalent entier de l'hydrogène ou de 12,5. Au moins, telle a toujours été ma pensée, qu'il n'y avait aucune raison plausible qui pût faire admettre que les équivalens chimiques dussent être des multiples de celui de l'hydrogène par un nombre entier. Il était probable que l'on pourrait en avoir la preuve en déterminant rigoureusement l'équivalent du chlore; car cet équivalent, étant 442,6 d'après les expériences de M. Berzélius, et ne rentrant pas dans la loi supposée, devait cependant être très voisin de la vérité, comme n'ayant jamais dû comporter de grandes chances d'erreur dans sa détermination. Aussi, partant des équivalens de l'oxygène, de l'azote et du carbone, qui sont bien connus, j'avais entrepris une série d'expériences avec M. H. Vivien pour déterminer rigoureusement, d'abord celui de l'argent, puis celui du chlore. Les méthodes employées étaient simples et ne comportaient point de chances d'erreur; nous avons trouvé 1350 pour l'argent et des nombres généralement un peu supérieurs à 443 pour le chlore.

Il résulte de ces expériences, et de celles qui ont été publiées depuis par M. Marignac, que l'on peut adopter 1350 pour l'équivalent de l'argent et 443,75 pour celui du chlore. — Mais 443,75 est un multiple de 6,25 et non de 12,5, et ce nombre 443,75 représente deux molécules gazeuses; or, une molécule gazeuse de chlore ne renferme, un nombre entier de fois, que le quart de l'équivalent de l'hydrogène et non son équivalent entier.

Il faut ajouter que la molécule gazeuse de chlorure hydrique ne contient qu'une demi-molécule de chlore, pesant

5, et ne renfermant qu'un quart de molécule libre
gène pesant 1,5625 ou un huitième d'équivalent; en-
e la molécule de chlore doit être constituée mécani-
t comme celle de l'hydrogène et formée de quatre
il résulte de là que chacune de ces parties ne doit
qu'un huitième de molécule libre d'hydrogène, pe-
8125 ou un seizième d'équivalent.

ılte enfin des faits précédens que les sous-molécules de
gène sont elles-mêmes divisibles et qu'elles concourent
mation des autres élémens, non comme hydrogène;
nme matière première ou *élémentaire*, et que si l'on
nontrer que les équivalens chimiques ne sont point des
s simples de celui de l'hydrogène, il est impossible
'hui de prouver que tous les élémens sont formés de
pondérales, quelles qu'elles soient, multiples les unes
res.

eut donc conclure avec certitude que tous les équivalens
es ne sont pas nécessairement des multiples de celui de
ène.

XXI.

un doute que j'ose à peine formuler et livrer à la pu-
mais qui, pourtant pourrait conduire à la découverte
és inattendues : *Est-il bien certain que les équivalens*
es sont des quantités absolument invariables? — Ces
s ne pourraient-elles point être variables entre des li-
sez resserrées toutefois? — Les équivalens déterminés
entalement, relativement à l'oxygène et au chlore, par
, seraient-ils rigoureusement les mêmes? Ces équi-
conserveraient les mêmes rapports sans doute; mais
t-ils la même valeur absolue lorsqu'on les compare-
emble? L'action attractive du soleil et de la terre,
due à une force invariable, est modifiée par le mou-
tangentiel de cette dernière: s'il était plus rapide, elle
moins sur le soleil, si l'on peut se servir de cette ex-
; s'il était plus lent, elle peserait davantage; c'est-à-
l'action solaire serait d'une efficacité variable, et c'est
ment le cas d'une molécule d'une nature déterminée,
cessivement à d'autres molécules de différentes natures

qui pourraient faire varier l'action que le globe exerce sur elle, en modifiant son mouvement vibratoire.

Les poids des corps est le résultat d'une cause invariable, inhérente à la matière; mais cette cause, tout invariable qu'elle est, pourrait bien ne parvenir à nos moyens d'expérimentation qu'après avoir été modifiée, diminuée ou augmentée, non en quantité absolue, mais en effet produit.

La force attractive du globe terrestre est sans doute une quantité fixe et invariable par son essence; mais cette force est grandement modifiée dans son action par la forme de ce globe, par son mouvement de rotation, par l'action du soleil et par celle de la lune..... L'action réciproque d'une molécule et du globe ne peut-elle point aussi être modifiée dans cette dernière par les conditions variables où elle peut se trouver! L'action du soleil sur la terre n'est-elle pas modifiée par la présence des autres planètes du même système? Toutefois, il faut le dire, le système entier ne pèse jamais ni plus ni moins à l'égard du soleil.

MM. Dumas et Stas, d'une part, et MM. Erdmann et Marchand, d'autre part, ont déterminé l'équivalent du carbone avec une précision rigoureuse en brûlant ses diverses variétés dans le gaz oxygène. Ils ont obtenu le nombre 75, l'oxygène étant 100. MM. Liebig et Redtenbacher, en brûlant des composés organiques hydrogénés, dans lesquels entrait le carbone, ont obtenu constamment des poids supérieurs aux précédens. Dans ces dernières expériences, le carbone était brûlé complétement, amené à l'état d'acide carbonique, et se trouvait, par conséquent, dans la même condition que dans les expériences précédentes; mais le poids des composés salins entier, pouvait être affaibli par la présence de l'hydrogène. Les composés détruits étaient les sels argentiques suivans : acétate, tartrate, racémate et malate : voici les résultats moyens obtenus :

Malate argentique	75,555
Acétate *id.*	75,661
Tartrate *id.*	75,732
Racémate *id.*	75,794

Chacun de ces composés renferme 4 équivalens de carbone contre 1 équivalent d'argent; l'acétate contient 3 équivalens

rdrogène, le tartrate et la racémate en contiennent 4; aussi derniers corps ont-ils donné pour le carbone un nombre élevé que les précédens. Tout cela, en admettant qu'il n'y int d'erreur due à l'expérimentation. Chaque analyse a aite 6 fois. Toutes celles d'une même substance concor- t assez bien, excepté celles du malate argentique qui sont de présenter la régularité voulue dans des recherches exi- it une aussi grande précision.

n'est pas étonnant que les tartrates et les racémates, qui une même composition ultime, donnent des nombres un différens; car l'action de l'hydrogène, si elle est réelle, loit pas dépendre seulement de sa nature et de sa quantité; s encore de la position qu'il occupe dans les molécules; si pour atténuer l'influence due à cette dernière condition compare ensemble l'acétate et le racémate argentiques, qui t monobasiques, on trouve que la différence des équivalens carbone donnés par ces sels = 0,133. Cette différence résenterait à-peu-près l'action exercée par un équivalent ydrogène pour diminuer le poids du carbone. Je dis à-peu- , car l'oxygène et l'argent jouent aussi un rôle dans cette onstance, et il n'y a que quatre équivalens du premier de élémens dans l'acétate, tandis qu'il y en a cinq dans le mate.

e triple de 0,133, ou 0,400, retranché de 75,661, devrait ner l'équivalent du carbone à l'état de liberté, si, comme ent d'être dit, l'oxygène ne jouait point un rôle en cette onstance.

XXII.

i l'on adopte les équivalens relatifs à celui de l'hydrogène pour unité comparative, il est on ne peut plus facile de nsformer les formules chimiques en quantités pondérales. simplicité de ces quantités facilite beaucoup les calculs que est dans l'habitude de faire très souvent à la suite de re- rches sur les matières organiques. Aussi, la plupart des mistes les ont-ils adoptés. Les exemples suivans permettent pprécier les avantages offerts par ces équivalens :

		Quantités pondérales	
		H=1	O=100.
Eau	H	1	12,5
	O	8	100,
	HO	9	112,5
Acide carbonique	C	6	75,0
	O_2	16	200,0
	CO_2	22	275,0
Ammoniaque	Az	14	175,0
	H_3	3	37,5
	AzH_3	17	212,5
Alcool	C_4	24	300,0
	H_6	6	75,0
	O_2	16	200,0
	$C_4H_6O_2$	46	575,0
Sucre	C_{12}	72	900,0
	H_{11}	11	137,5
	O_{11}	88	1100,0
	$C_{12}H_{11}O_{11}$	171	2137,5

Pour faciliter les calculs, on peut simplifier plusieurs rapports précédens; les équivalens de l'acide carbonique et ses élémens peuvent être réduits de moitié, ceux de l'al peuvent l'être également. On ne manque jamais de faire réductions quand elles sont possibles.

La méthode précédente est de beaucoup préférable à e par laquelle on exprime la composition des corps par 100 p ties; car la composition de l'eau ne peut point être reprées exactement de cette manière; ainsi, $88,9 + 11,1 = 100$ s pas aussi exact que $8 + 1 = 9$.

La composition pondérale de tous les produits organiq peut être donnée exactement par les équivalens relatif $H = 1$.

XXIII.

éorie de la constitution des fluides élastiques, qui ad-
, sous des volumes égaux, ils contiennent des nombres
e molécules (1), rend d'immenses services à la chimie
ne; car elle fait connaître le véritable poids relatif de
olécules, et, en facilitant leur comparaison sous ce
vue, elle vient en aide à l'étude de leur constitution.
rtout quand on l'applique aux corps présentant l'iso-
ultiple qu'elle permet de la distinguer fort nettement.
faut point perdre de vue que les poids spécifiques des
lastiques ne font connaître les poids moléculaires des
'autant qu'on les considère à l'état aériforme, et que
ule assignée à un corps volatil, par des considéra-
cette nature, peut fort bien ne plus convenir à ce corps
est à l'état solide ou liquide; car, généralement, les
ubissent des modifications isomériques en changeant
. t. 1, p. 43-44). La nouvelle détermination exacte
aleur spécifique de l'eau, à l'état solide ou de glace,
rroborer ces faits; car elle a fait connaître que la cha-
cifique de l'eau liquide étant l'unité, ou le terme de
ison, celle de l'eau solide est de 0,5 ou la moitié seu-
ce qui indique que le poids de la molécule de l'eau à
ide est double de celui de la molécule de l'eau à l'état
puisque les chaleurs spécifiques sont réciproques aux
oléculaires.

éthodes purement chimiques, telles que la détermi-
le la capacité de saturation des acides et des bases,
ient pas toujours les mêmes poids moléculaires que
sont tirés des poids spécifiques des fluides élastiques;
ot, les équivalens chimiques ne concordent pas tou-
ec les véritables poids moléculaires (t. 1, p. 150).

uefois, il y a un accord remarquable entre les équi-
himiques et les poids spécifiques des fluides élasti-
ela permet de penser que, sans l'isomérie, ces deux
e détermination pourraient s'accorder dans tous les cas
.

. 2, p. 148 et suivantes.

Dans ces derniers temps, les chimistes ont senti la haute importance que l'on doit attribuer aux poids spécifiques des fluides élastiques appliqués à la détermination des poids relatifs des molécules, et l'on en a fait une application générale à tous les composés organiques, seulement on admet 4 volumes pour terme de comparaison; cela ne change rien à l'état de la question, attendu que, pour que la comparaison soit générale, il faut aussi admettre 4 volumes pour les fluides élémentaires, hydrogène, azote, oxygène, etc. Il résulte de là que les équivalens de ces corps seraient 25, 177 et 400, ou 4, 56 et 32 en partant des poids admis, ou bien, il faut admettre que l'oxygène valant 100 pondéralement, correspond à 4 volumes. Dans ce cas, on compare les molécules 4 à 4 au lieu de les comparer 1 à 1.

Dans le t. 1^er^ de cet ouvrage à la page 151, j'ai donné un tableau des fluides élastiques de tous les ordres, comparés sous divers points de vue, et la troisième colonne y est entièrement consacrée à faire connaître la composition de 1 volume de chaque espèce de fluide élastique, le volume de l'oxygène étant terme de comparaison. On a donc dans ce tableau la composition des fluides élastiques *ramenés à l'unité de volume.*

XXIV.

La constitution des molécules des fluides élastiques, même élémentaires, est loin d'être identique. Les élémens constituant de la molécule d'oxygène sont en nombre double de ceux des molécules de l'hydrogène et des chloroïdes. Il résulte de là qu'une molécule d'oxygène gazeux peut remplacer deux molécules d'hydrogène ou de chloroïde gazeux : *Des volumes égaux de fluides élastiques ne représentent donc point toujours des quantités équivalentes de matière.*

XXV.

Lorsque les composés organiques ne sont ni salins, ni volatils; en un mot, lorsqu'ils sont neutres, comme la salicine, la phlorizine, leur équivalent ne peut être déterminé qu'en tenant compte des réactions auxquelles ils donnent lieu et par analogie avec d'autres corps. Il faut avouer que, dans cette cir-

stance, la détermination du poids moléculaire de la sub-nce ne repose sur rien de bien assuré.

Par la caloricité spécifique des corps neutres, liquides ou ides, il serait toujours facile de déterminer leur poids molé-laire. Aussi, les chimistes devraient-ils s'occuper de la ca-icité spécifique des corps qu'ils découvrent avec le même e qu'ils apportent à la détermination de leur poids spéci-ue à l'état de fluide élastique. Ils rendraient ainsi un im-nse service à la science. On pourra en juger par l'observation vante.

e citrène et le térébène, par leurs réactions chimiques, oncent des poids moléculaires qui sont entre eux : : 1 : 2. bien, lorsque ces corps sont à l'état liquide ou à l'état de de élastique, leur poids moléculaire est le même : il paraît deux molécules chimiques de citrène se réunissent en une le molécule réelle.

Cela résulte des poids spécifiques de la vapeur de ces corps de leur chaleur spécifique, telle qu'elle a été observée par Régnault. Cette chaleur spécifique n'est certainement nt identique dans les deux cas; mais les différences obser-s ne peuvent conduire à l'isomérie double et n'indiquent une différence d'arrangement entre les parties élémen-es des molécules, des différences dans les poids spécifiques masses qu'elles forment, et non point dans le poids absolu leurs molécules.

XXVI.

Les radicaux de l'ordre du prototype CH peuvent être tomiques et, par conséquent, jouer des rôles semblables ns une foule de systèmes moléculaires *combinés*, et dans les actions présentées par ces systèmes. Il suit de là qu'ils peu-nt donner naissance à des *produits semblables* et compara-es sous une foule de points de vue. Ainsi, indépendamment s carbures hydriques fondamentaux, il y a des *alcools*, des *hers simples* et *salifiés*, des *aldéhydes*, des *sels*, etc. Plusieurs imistes ont pensé que ces modifications étaient générales et ouvaient être présentées par tous les radicaux. Mais cela ne eut être, car tous les radicaux ne sont point *isotomiques* et ne uvent, par cela même, présenter des réactions identiques.

Les nombreux carbures $C_8 H_4$ ne donnent point de composés analogues à ceux qui viennent d'être énumérés. Indépendamment de cela, il y a des corps dont la constitution est plus compliquée, tels que les alcaloïdes, qui s'éloignent encore des types précédens, et ne donnent aucune de leurs réactions. Ces faits démontrent qu'il est aujourd'hui très difficile encore d'établir une classification des produits organiques qui les comprenne tous et les présente sous un aspect qui satisfasse aux exigences de notre époque.

XXVII.

On a, jusque dans ces derniers temps, donné le nom d'*acides organiques* à des produits dont la constitution est la même que celle des *sels;* mais dans lesquels l'hydrogène tient la place d'un métal.

Depuis que, en 1833, j'ai assigné à l'hydrogène le même rôle qu'aux autres élémens chimiques, j'ai considéré ces corps *entendus* acides comme des sels, et, depuis cette époque, j'ai enseigné la chimie sans m'écarter de cette direction (1).

Aujourd'hui cette opinion est adoptée par presque tous les chimistes.

Il n'y a donc que des sels et point d'acides organiques. Les composés, correspondant aux acides anhydres de la chimie minérale, sont rares parmi les corps organiques, et ils jouissent de propriétés qui les éloignent de celles qui sont attribuées aux véritables acides. On les nomme *anhydrides*.

En mettant de côté la théorie des *acides* et des *bases*, qui n'a pu être démontrée, on voit que les sels sont essentiellement caractérisés par les substitutions qui peuvent avoir lieu dans l'intérieur de leurs molécules: un sel étant donné, on le remplace dans ses molécules un, deux, trois équivalens d'un métal, par un, deux, trois équivalens d'un autre métal, l'hydrogène y compris, sans changer son type. On nomme ces sels : *uni*, *bi* et *tri-basiques* (2). Les bases supposant de

(1) V. mon introduction à l'étude de la chimie, p. 29 et t. 1, de cet ouvrage, page 73.

(2) Au lieu de mono on met quelquefois uni; ainsi on dit l'un pour l'autre monobasique et bibasique.

xygénés, nous nommerons ces composés : sels *uni*, *bi* ou *lliques*.

Les acétates sont uni-métalliques, $C_4\ \overline{H_3\Delta}\ O_4$;
Les benzoates le sont également, $C_{14}\ \overline{H_5\Delta}\ O_4$;
Les tartrates sont bi-métalliques, $C_8\ \overline{H_4\Delta_2}\ O_{12}$;
Les méconates sont tri-métalliques, $C_{14}\ \overline{H\Delta_3}\ O_{14}$;

ces composés, l'hydrogène se comporte d'une manière arquable ; jusqu'à ce jour, il est le seul élément qui ait r, soit à-la-fois, soit séparément, les deux rôles apparte- l et à Δ dans les formules précédentes ; car, quoique ces soient écrits de la même manière et surmontés d'un ne faudrait pas croire qu'ils jouent le même rôle dy- e dans les systèmes moléculaires ; chaque partie joue différent, et en voici la preuve : le corps représenté eut être un métal quelconque, celui représenté par H e un chloroïde ; ainsi, quand on fait agir sur ces sels ux susceptibles de se déplacer mutuellement, il n'y a partie représentée par Δ qui se trouve remplacée ; au lieu d'un métal on emploie un chloroïde, c'est la présentée par H qui éprouve une substitution.

étates peuvent donc être représentés par $C_4 X\lambda_3 \Delta O_4$. lrogène, placé sur la limite que sépare les métaux des des joue donc deux rôles dynamiques différens dans cules des sels organiques, et l'on peut conclure de ceci n'est pas encore parvenu à faire jouer aux chloroïdes les métaux dans ces sortes de composés. Cependant, il ait que l'on pût remplacer tout l'hydrogène de ces sor- ls par un chloroïde ; mais alors, le type restant le l est évident que le chloroïde jouerait les deux rôles rogène.

XXVIII.

des sels organiques qui s'unissent avec 1 et 2 équiva- n oxyde métallique et forment ainsi des composés *uni siques*. Les acétates peuvent prendre 1, 2 et 5 molécu- ases au-delà de la composition qui leur a été assignée paragraphe précédent.

Les chimistes qui ont été jusqu'à distinguer nettement c deux états des métaux dans les composés salins organiques, l confondent dans un même système de nomenclature.

Ils appellent acétate tri-basique celui qui renferme tr équivalens d'un même métal. Ainsi l'un a l'acétate de plo tri-basique $C_4H_3O_3$, 3 PbO que l'on doit écrire C_4H_3PbO 2 PbO en adoptant les distinctions qui ont été indiquées p cédemment. Cette sorte d'acétate ne doit point porter le n de tri-basique : il faudrait dire *acétate plombo bi-oxyplom* et d'une manière générale acétate *métallo bi-basique*.

Les oxalates et bien d'autres sels encore sont dans le m cas que les acétates.

Lorsque l'on considère ces sortes de sels on peut se de der si, lorsqu'ils sont cristallisés, le métal ou l'hydrog jouent réellement des rôles distincts ou si ces rôles ne que le résultat de l'action des réactifs, ou si, en d'autres mes, les rôles dont il est ici question ne sont pas les m dans l'état statique, c'est-à-dire dans les molécules toutes mées, et si leurs différences ne naissent que sous l'influenc agens chimiques. Cette question ne peut être jugée dans l actuel de la science, c'est-à-dire avec les documens que possède; mais comme il est utile d'admettre ces distinc dans les rôles des élémens, et, après tout, comme elles possibles, il me paraît convenable de ne point les rejeter.

Envisagé au point de vue exposé dans ce paragraphe, l drogène paraît jouer quatre rôles dynamiques différens la constitution des molécules salines, organiques. Ces rôl peuvent être indiqués d'une manière concise qu'avec di té; car des idées nouvelles exigent des mots nouveaux; en empruntant le langage ordinaire de la chimie, on peut que l'hydrogène joue quatre rôles, dont deux comme él et deux comme oxyde : dans le premier cas, *il est élément p tif, pouvant être remplacé par des métaux*, et *élément n pouvant être remplacé par des métalloïdes ;* dans le second *il joue le rôle des métaux dans les oxydes basiques*, et, *il fait partie de l'eau de cristallisation*. L'acétate hydrique di sous est donc $C_4H_3HO_4$, 2 HO, n HO.

XXIX.

Il n'y a pas que les oxydes de la série ΔO qui peuvent entrer ans la constitution des sels organiques; les oxydes de la sé- e Δ_2O_3 peuvent aussi en faire partie. Dans ce cas, ils perdent urs caractères chimiques ordinaires, au moins, ils ne don- ent pas lieu à toutes les réactions qu'ils présentent lorsqu'ils ont partie de composés salins anorganiques.

L'émétique est le composé le plus anciennement connu qui ppartienne à ce groupe. Sa composition et ses réactions ont té étudiées avec soin; mais l'on n'est point encore fixé sur sa onstitution relative, encore moins sur sa constitution absolue. Quoi qu'il en soit, il est le terme de comparaison pour les au- res composés analogues, et M. Gerhardt leur donne le nom ollectif d'*émétiques*.

Ce qui a été dit précédemment sur les divers rôles que l'hy- rogène peut jouer dans les molécules salines donne lieu à enser qu'une partie de l'hydrogène *métallique* et *négatif* se ouve remplacée par le métal du sesqui-oxyde et que c'est à tte particularité qu'il faut attribuer les réactions spéciales ue donnent ces produits.

Les tartrates sont bi-métalliques, leur formule générale est : $C_8\overline{H_4H_2}O_{12}$. H_2 peut être remplacé par des oxydes de la rie Δ; mais quand on fait intervenir un sesqui-oxyde $_2O_3$, il se combine comme $3\,\Delta_2/3\,O$. Ainsi, le tartrate hy- ro-potassique $C_8\overline{H_4\Delta H}O_{12}$, mis en présence de l'acide anti- onieux Sb_2O_3, donne $C_8\overline{H_2\,2\,Sb_2/3\,Sb_2/3\,\Delta}O_{12}$, 2 HO. A + 200°, les deux équivalens d'eau basique sont éliminés et il e reste que la première partie de la formule.

Si cette théorie des émétiques est vraie, en traitant le tar- rate hydrique par le chlore on pourrait obtenir $C_8\overline{Cl_4H_2}O_{12}$ t des chloro-tartrates métalliques $C_8\overline{Cl_4\Delta_2}O_{12}$.

XXX.

Les composés salins peuvent s'unir entre eux ou avec des matières de divers ordres. Les produits ainsi formés portent le nom de *sels copulés*.

Le premier fait de cette nature a été observé par Dubuc de Nantes. En étudiant le résidu de la préparation de l'éther hydrique, ce chimiste a vu que ce résidu donnait des sels solubles avec le plomb et la baryte, et qu'il différait ainsi du sulfate hydrique qui devait s'y trouver; plus tard, on a reconnu que les sels obtenus étaient des sulfates contenant de l'alcool et un métal (hydrogène, plomb ou baryum, etc.).

La molécule chimique des sels précédens contient les élémens de deux équivalens d'acide sulfurique et ne prend pourtant qu'un seul équivalent de métal. En général, la capacité de saturation de l'acide se trouve en partie satisfaite par la *copulation*, et jamais les produits copulés ne retiennent autant d'équivalens de métal que leurs élémens en auraient pu prendre s'ils avaient été libres. M. Gerhardt a précisé ces faits d'une manière fort nette en s'exprimant ainsi :

La basicité d'un corps copulé est moindre d'une unité que la somme des basicités des deux corps générateurs.

Par basicité, il faut entendre ici ce qui est relatif au rôle des métaux dans les sels, et non à celui des oxydes.

Ainsi, la basicité des corps étant 0, 1, 2, 3, etc., et selon le nombre d'équivalens de métal que ces sels peuvent admettre parmi leurs élémens, si l'on représente la basicité du corps avant la copulation par b et b', et celle des corps copulé par B, on aura :

$$(b + b') - 1 = B.$$

Les observations précédentes permettent de penser que l'un des composés b ou b' joue le rôle d'un métal dans le produit copulé; cependant, ces composés ne se prêtent point aux doubles substitutions ordinaires. Cela tient peut-être à ce que l'on fait réagir les uns sur les autres des sels dont la métallicité (basicité inter-moléculaire) n'est pas du même ordre. Ainsi, par exemple, il ne pourrait y avoir une double substitution complète entre le sulfovinate potassique et l'azotate barytique, parce que les sulfates, qui donnent naissance aux sulfovinates, sont bimétalliques, et que les azotates sont uni-métalliques.

XXXI.

Les carbures $(CH)_n$, unis à quatre équivalens d'oxygène,

ent des composés salins. Chaque série des sels ainsi for-
peut donc être représentée par $(CH)_n O_4$.

tte notation est si simple et si générale qu'elle porte à
r que, si elle ne peint point l'état moléculaire de ces corps,
ndique au moins ce qu'ils ont d'essentiel et de plus gé-
; mais il est facile de démontrer qu'il y a quelque chose
us et de très important à considérer : chacun de ces com-
, qui est un sel hydrique, mis en présence d'un métal
un oxyde, élimine un seul équivalent d'hydrogène;
n fait aussi général démontre, sans aucun doute, que
ces composés un équivalent d'hydrogène est combiné
ment que les autres. Ceci ayant déjà été établi d'une
ère fort nette pour les acétates, il est inutile d'entrer
de plus grands détails; ce qui a été dit pour ces compo-
uvant appartenir à tous les autres composés dont il est
estion.

symbole $(CH)_n\ O_4 = C_n\ H_n\ O_4$, doit donc être changé
ui-ci qui est plus exact : $C_n\ H_{n-1}\ HO_4$. Il est évident,
urs, que la notation pour être normale doit devenir plus
iquée lorsqu'elle représente des composés formés par des
ux combinés, tels que les valérianates, par exemple, qui
tiennent au type $C_{10}\ H_{10}$.

XXXII.

xiste des corps qui s'unissent directement aux composés
ques, exactement comme l'ammoniaque, et donnent ainsi
mposés nettement définis et souvent cristallisables. Ces
ont reçu le nom d'alcaloïdes.

épendamment des élémens ordinaires des matières or-
nes, les alcaloïdes contiennent de l'azote. Il y a géné-
nt un équivalent de ce corps pour un d'alcaloïde.

P. Thenard a obtenu plusieurs alcaloïdes dans lesquels
sphore tient lieu de l'azote, et l'on a trouvé dans la
r *fumante de Cadet*, un autre alcaloïde dans lequel ce
st dévolu à l'arsenic.

ude de la formation des alcaloïdes artificiels permet de
qu'ils dérivent tous des composés ΦR_3. Les alcaloïdes
ls doivent dériver de l'ammoniaque AzH_3 ou de AzO_5;
aloïdes découverts par M. P. Thenard dérivent du

phosphammoniaque PH_3 et l'alcarsine vient de $As O_3$

Plusieurs alcaloïdes sont des composés d'amidogène et
carbures hydriques ou leurs équivalens ; d'autres conti
le bi et le tri-amidogène ou des corps oxydés corresp
En un mot, *quelque bizarre que paraisse la composition*
de cette classe de corps, ils sont pourtant des ammoniaques,
ils en ont la constitution immédiate.

Je ne doute pas qu'en suivant cette indication, on ne
vienne à reproduire facilement la plupart des alcaloïdes
turels.

Le premier alcaloïde a été découvert, par Sertuerner,
l'opium. On lui a donné le nom de *morphine*, et, depuis
époque, les corps de cette série ont reçu des noms ay
même désinence.

Les alcaloïdes naturels, provenant des végétaux d'
même famille, présentent toujours quelque analogie dans
composition ; quoique cette composition ne soit point
d'une manière définitive, l'analogie, dont il est ici ques
n'en est pas moins évidente, comme il est facile de le voir
les exemples suivans :

Alcaloïdes des quinquinas.

Cinchonine	$C_{20} H_{12} Az O$
Quinine	$C_{20} H_{12} Az O_2$
Quinoïdine	$C_{20} H_{12} Az O_3$

Alcaloïdes des papavéracées.

*

Codéine	$C_{35} H_{20} Az O_5$
Morphine	$C_{35} H_{20} Az O_6$

* *

Narcotine	$C_{40} H_{20} Az O_{12}$
Chélidonine	$C_{40} H_{20} Az_3 O_6$

Alcaloïdes des strychnos.

Strychnine	$C_{44} H_{23} Az_2 O_8$
Brucine	$C_{44} H_{25} Az_2 O_7$

Il n'est pas moins remarquable que l'analogie de comp

on des alcaloïdes entraîne celle de l'action pharmaceutique. général, les alcaloïdes provenant des végétaux d'un même re, d'une même tribu, quelquefois d'une même famille, sèdent des propriétés analogues. Tels sont les alcaloïdes des *hona*, ceux des *strychnos* et ceux des solanées.

La règle précédente n'est pas sans exception; car on trouve s une même famille, dans une même substance, telle que ium par exemple, plusieurs alcaloïdes qui offrent une com- ition et des propriétés pharmaceutiques fort distinctes.

Plusieurs alcaloïdes ne contiennent point d'oxygène : ils t tous volatils, telles sont la nicotine et la conine, qui sont urelles, l'aniline et la quinoléine, qui sont artificielles.

XXXIII.

L'alcool ordinaire a servi de terme de comparaison pour blir une classe de corps d'un ordre particulier. Ces corps reçu le nom collectif d'alcools. Il eût mieux valu les nom- r *alcoolacés* ou *alcooloïdes*. Les corps de ce groupe peuvent nner naissance à des éthers de divers ordres, et s'unir aux des polymétalliques pour former des produits salins que n nomme *viniques*. Les produits *viniques* sont des sels mpulés de même ordre que ceux indiqués dans le paragra- e XXX.

L'alcool ordinaire, ajouté à des sels hydriques, donne im- diatement les prétendus *acides viniques*, tels que le sulfo- ique et le phosphovinique. Ces produits, soumis à la illation, donnent les éthers hydriques ou les éthers salins, on les circonstances.

Les corps que l'on range aujourd'hui parmi les alcoolacés t, l'*esprit de bois*, l'*alcool proprement dit*, l'*huile volatile pommes de terre*, l'*éthal* et la *glycérine*. Tous ces corps ont à de commun que leur composition peut être représentée par carbure équi-hydrique uni aux élémens de l'eau. Chacun ux contient 2 équivalens d'oxygène dans 4 volumes de va- r; c'est-à-dire un demi-équivalent par molécule. Cela, tefois, n'est point applicable au prétendu alcool mési- ue; aussi est-il probable que M. Kane ne l'a rattaché à te série qu'à l'aide d'analogies peu fondées, et qu'il doit en e soustrait. Cette opinion est partagée par M. Liebig et par Chancel.

parue supérieure et plus féconde en découvertes
icaux qui sont toujours vagues et incertains, et n'est
qu'elle s'est offerte à moi, comme le résultat de mes
rdé une confiance entière. Dans cette théorie, on rejette
dualistiques, et l'on n'a point à se demander quel aspect
rique radical de l'éther ordinaire; car il est bien certain que
n'est pas le même que le radical libre, quel qu'il soit.

rvations précédentes indiquent une foule de corps
rir, dont la connaissance serait fort intéressante;
jouterait rien à la chimie générale; car, quand une se-
rps est bien connue, son histoire est le type de celles de
énères. Par conséquent, le méthylène arsénié, l'éthal,
ine arséniés, etc., sont à découvrir, faciles à obtenir
mais n'enseigneraient rien qui ne fût prévu à moins
étude, présentant des cas particuliers ou se trouvant
rofondie, ne nous fît connaître des faits d'un ordre

XXXIV.

er hydrique et les nombreux composés auxquels il
aissance ont servi de base pour établir le groupe des
e groupe se divise en deux séries principales : l'une,
tient les *éthers libres* ou *éthers simples*, représentés
: type, dans lequel peuvent exister des substitutions;
qui renferme les *éthers composés*, représentés par
rs du groupe précédent, combinés avec des acides et
des espèces de sels d'un ordre tout particulier.

s éthers dérivent généralement des alcools; cependant,
es éthers dont les alcools sont inconnus, tels que l'é-
antique, et des alcools dont on ne connaît point les
el que la glycérine.

nstitution des éthers libres est inconnue quoiqu'elle
objet d'un grand nombre de spéculations.

er ordinaire a été généralement considéré comme
ol moins de l'eau, en se fondant sur une fausse
de sa préparation; mais il est bien certain que l'éther,
le fluide élastique, n'est point de l'alcool, *moins* de
ais de l'alcool, *plus* les élémens du bicarbure hydri-
si, $C_4 H_6 O_2$, l'alcool, + $C_4 H_4$, le bicarbure hydri-
$C_4 H_{10} O_2$, l'éther ordinaire; cela est démontré d'une

manière évidente par la composition de ces corps et la
spécifique de leurs vapeurs. La molécule de l'éther pl
que celle de l'alcool; donc, c'est de l'alcool, plus
chose, et ce quelque chose est le bicarbure hydrique
cela vient d'être dit, et ainsi que cela est dém
l'analyse.

L'éther, d'un alcool quelconque, peut donc être repré
dans sa composition, par cet alcool, plus le carbure h
qui, théoriquement, concourt à le former; ainsi, l'éth
cérique serait : $C_6 H_8 O_2 + C_6 H_6 = C_{12} H_{14} O_2$. Cel
tefois ne veut point dire que les éthers seraient repré
dans leur constitution par un alcool accolé avec son
générateur; non, cela n'est pas probable, il y a pénétr
intime. Les réactions, présentées par les éthers, sont d'a
si variées, elles donnent des résultats si mélangés, si p
harmonie avec une théorie quelconque, que les mo
des éthers peuvent et doivent être considérées comme de
pes symétriques, distincts de ceux des alcools qui les pro
sent; mais qui s'y trouvent immédiatement reliés par l
origine, comme des produits de réaction.

En un mot, en réduisant les élémens de l'éther, et de l'
cool en carbone et en hydrogène, leurs types numériques
les suivans :

Type de l'alcool ordinaire	$= C_4 H_8$
Type de l'éther *id.*	$= C_8 H_{12}$

Les éthers libres ont été considérés comme des oxyd
radicaux particuliers, représentés par tout le carbone et
l'hydrogène qu'ils renferment. Le radical de l'éther ordi
serait donc $C_8 H_{10}$. Ce radical porte le nom d'*œthyle*.

B. Les éthers composés peuvent être représentés par un
hydrique dans lequel un équivalent d'eau se trouve rempl
par le demi-équivalent d'un éther simple.

L'acétate hydrique étant représenté par $C_4 H_4 O_4$, l'é
hydrique l'étant par $C_8 H_{10} O_2$, l'*éther acétique* le sera
$\frac{C_8 H_{10} O_2}{2} + C_4 H_4 O_4 - HO = C_4 H_3 O_3, C_4 H_5 O.$

On peut donner une autre forme au symbole de cet éth
en faisant jouer à l'éther simple qu'il renferme, le rôle d

ux dans les acétates, on a ainsi : $C_4H_3(C_4H_5)O_4$, et, en nt $C_4H_5 = Æ$, on a $C_4H_3ÆO_4$.

n traitant ces éthers par l'oxyde hydro-potassique, on ne naissance à un acétate ordinaire, potassique en cette nstance, et à de l'alcool : l'eau d'hydratation de l'oxyde issant à l'éther simple pour former ce dernier corps.

$C_4H_3ÆO_4 + KHO_2 = C_4H_3KO_4 + ÆO,HO$. ou

$C_4H_3(C_4H_5)O_4 + KHO_2 = C_4H_3KO_4 + C_4H_6O_2$

et exemple particulier est applicable à tous les éthers du ne genre.

orsque l'on traite les éthers composés par les chloroïdes, ıer qu'ils renferment éprouve des substitutions à-peu-près me s'il était libre.

'éther pyromucique, selon M. Malaguti, absorbe cepen- t 4 équivalens de chlore avant d'éprouver la moindre ıtitution, et il diffère en cela des autres éthers étudiés sous ême point de vue.

$\underset{\text{Ether pyromucique}}{C_{10}H_3(C_4H_5)O_6} + \underset{\text{Chlore}}{Cl_4} = \underset{\text{Ether chloro-pyromucique.}}{C_{10}H_3Cl_4(C_4H_5)O_6}$

et éther chloré donne encore de l'alcool par l'oxyde hy- potassique; mais il ne donne point lieu à un pyromucate ıssique. C'est donc l'acide qui absorbe le chlore. A un de- de chloruration plus avancé, l'éther serait probablement ıué par substitution et se comporterait comme ses con- ères.

es sels hydriques copulés, formés par l'union directe des ols et des sels hydriques, sont considérés par bien des chi- es comme formant un ordre particulier d'éthers composés. n a été question dans le paragraphe XXXII.

XXXV.

'acool, soumis à une action oxydante telle que celle d'un ange de bi-oxyde manganique et de sulfate hydrique, perd 'hydrogène et donne naissance à un produit que M. Liebig mmé *aldéhyde*. Ce produit est le terme de comparaison d'un ıpe de corps formé par les divers alcools dans des circon- ces analogues.

'aldéhyde alcoolique est représenté par $C_4H_6O_2 - 2H =$

$C_4H_4O_2$. Il est évident que l'aldéhyde ne se rattache à l'alcool que comme un produit dérivé, et que, s'il appartient au même type, son type demeure incomplet et laisse des espaces inoccupés, dont les élémens chimiques, offerts par les réactifs, peuvent s'emparer facilement; aussi les aldéhydes peuvent absorber directement l'oxygène sans éprouver de substitution, et donner naissance à des sels hydriques : l'aldéhyde ordinaire donne de l'acétate hydrique. L'acétate hydrique, en perdant 2 équivalens d'oxygène, peut également donner naissance à l'aldéhyde alcoolique :

$$C_4H_4O_4 - O_2 = C_4H_4O_2.$$

La même chose peut être observée pour tous les sels hydriques de la série des carbures $(CH)_n$.

Chaque équivalent de ces sels contient 4 équivalens d'oxygène; s'il en perd 2, il devient un aldéhyde.

Tous ces composés se rattachant à des sels hydriques organiques, ou à des alcools par les rapports établis pour l'aldéhyde alcoolique peuvent être considérés comme des aldéhydes.

XXXVI.

En soumettant des sels organiques, calcoïdiques, à la distillation, il se forme un carbonate calcoïdique fixe, et le produit volatil contient les autres élémens. Ces sortes de produits portent le nom d'*acétones*.

Les véritables acétones proviennent des composés dont le type général est $(CH)_n\ O_4$.

En se renfermant dans le domaine de l'analyse, les acétones pourraient donc être représentées par :

$$Cn\ H_{n-1}\ \Delta\ O_4 - CO_3\ \Delta = (CH)_{n-1}\ O.$$

Mais le poids spécifique de la vapeur des acétones indique que la molécule de ces corps pèse une fois plus que celle qui vient d'être donnée par l'équation précédente et qu'elle est

$$2\ \left\{(CH)_{n-1}\ O\right\}$$

M. Chancel a tout récemment (mai 1845) étudié les acétones avec un grand soin, et il est arrivé à cette conséquence que :

tone d'une série résulte de l'union de l'aldéhyde de cette avec l'hydrocarbure simple de la série immédiatement an-ure (1).

la est d'autant plus probable que les acétones régénèrent acide par une simple oxydation; mais il est évident les ne peuvent en régénérer que la moitié, puisqu'il y a arbone perdu, et que le carbure inférieur ne pourrait ter qu'un acide d'une autre série.

acétone proprement dite, étant $C_6H_6O_2 = \left\{\begin{matrix} C_4H_4O_2 \\ C_2H_2 \end{matrix}\right.$ ne régénérer que $C_4H_4O_4$ par $+ O_2$, et C_2H_2 est éliminé. utre, comme il faut deux équivalens d'acétate pour don-n équivalent d'acétone, et qu'un équivalent de cette der-: ne donne qu'un équivalent d'acétate, il est évident qu'il : que la moitié du sel régénéré.

$$2\,(C_4H_4O_4) - 2\,(CO_3H) = C_6H_6O_2 \text{ et } C_6H_6O_2 + O_2 = C_4H_4O_4 + C_2H_2.$$

ici quelques exemples donnés par M. Chancel à l'appui s observations :

$C_4H_4 + O_4$	$C_4H_4 + O_2$	$C_6H_6 + O_2$	$= \left\{\begin{matrix} C_4H_4 + O_2 \\ C_2H_2 \end{matrix}\right.$
ate hydrique	aldéhyde acétique	acétone	
$C_6H_6 + O_4$	$C_6H_6 + O_2$	$C_{10}H_{10} + O_2$	$= \left\{\begin{matrix} C_6H_6 + O_2 \\ C_4H_4 \end{matrix}\right.$
ate hydrique	métacétaldéhyde	métacétone	
$C_8H_8 + O_4$	$C_8H_8 + O_2$	$C_{14}H_{14} + O_2$	$= \left\{\begin{matrix} C_8H_8 + O_2 \\ C_6H_6 \end{matrix}\right.$
te hydrique	butyraldéhyde	butyrone	
$C_{10}H_{10} + O_4$	$C_{10}H_{10} + O_2$	$C_{18}H_{18} + O_2$	$= \left\{\begin{matrix} C_{10}H_{10} + O_2 \\ C_8H_8 \end{matrix}\right.$
te hydrique	valéraldéhyde	valérone	

t ainsi de suite pour toutes les *acétones* des sels analogues à l'acétate hy-ique.

es relations entre les divers sels uni-métalliques, leurs aldéhydes et leurs tones, qui sont mises en évidence dans le tableau précédent, peuvent main-nt recevoir une interprétation générale.

M. Chancel considère toute la série C : H comme étant formée par la réu-uccessive de C_2H_2, de telle manière qu'une série antérieure à une autre f)n — $(CH)_2$.

mptes-rendus de l'Académie des sciences, mai 1845.)

« Représentation par Δ_n un hydrocarbure simple ($\Delta = C_2 H_2$) la formule
« composés salins sera :

$$_n + O_4.$$

« Et celle des aldéhydes correspondans.

$$\Delta_n + O_2.$$

« Dès-lors la formule générale des acétones sera:

$$\begin{cases} \Delta_n + O_2 \\ \Delta_{n-1} \end{cases}$$

L'éther hydrique donnant de l'acétate hydrique par l'abs
tion de l'oxygène, faut-il admettre qu'il est formé par la r
nion d'une molécule d'aldéhyde avec le restant de ses élém
sous forme de carbure hydrique.

$$C_8 H_{10} O_2 = \left\{ \begin{matrix} C_4 H_4 O_2 \\ C_4 H_6 \end{matrix} \right\} ?$$

Cette formule représente deux types égaux réunis en
$\left\{ \begin{matrix} \overline{C_4 \; H_4 \; O_2} \\ \overline{C_4 \; H_4 \; H_2} \end{matrix} \right.$ et rend un compte suffisant des observations
M. Malaguti.

XXXVII.

Les sels organiques, hydriques ou natroïdiques, chauffés
présence de l'oxyde barytique en excès, soit directement,
en faisant passer leur vapeur sur cet oxyde, perdent tout
oxygène sous forme d'acide carbonique, et par conséq
$2CO_2$. Ils se trouvent ainsi réduits en un carbure hydr
contenant deux équivalens de carbone de moins que celui
l'on suppose dans l'acide. Ainsi l'acétate hydrique
$C_4H_4O_4$, donne, dans une réaction de ce genre $C_4H_4O_4$
$2\,CO_2 = C_2H_4 = C_2H_2, H_2$.

On a donc un moyen pour obtenir ces carbures qui,
les combinaisons, doivent se comporter comme des métam

M. Chancel pense que ce mode de réaction, qui était
connu pour le cas qui vient d'être énoncé, peut être appli
d'une manière générale à tous les composées salins $(CH)_n$

Voici quelques exemples qu'il donne à l'appui de cett
sertion :

Acétate hydrique $(CH)_4 O_4 - 2\,CO_2 = C_2 H_2, H_2$ hydrure de méth

acétate hydrique $(CH)_6\ O_4 - 2\ CO_2 = C_4\ H_4, H_2$ hydrure d'éthérène.
yrate hydrique $(CH)_8\ O_4 - 2\ CO_2 = C_6\ H_6, H_2$ hydrure de métacétène.
rate hydrique $(CH)_{10}\ O_4 - 2\ CO_2 = C_8\ H_8, H_2$ hydrure de butyrène.

Pour donner à ces faits une interprétation générale, représentons par Δ le plus simple des hydrocarbures $= C_2\ H_2$; la formule générale des sels hydriques analogues à l'acétate hydrique sera :

$$\Delta_n + O_4.$$

Un sel hydrique de cette forme, en perdant tout son oxygène à l'état d'acide carbonique, engendrera toujours, comme nous venons de le voir, un hydrocarbure dont la composition s'exprimera par :

$$\Delta_{n-1} + H_2.$$

Ainsi, dans une distillation sèche de cette nature, il y a un *passage complet* de la série à laquelle appartient ce composé salin, à la série immédiatement antérieure. Cette formule générale nous apprend en outre que :

« *Pour obtenir un hydrocarbure hydrique dans une série* n, *il faudra enlever tout l'oxygène, sous forme d'acide carbonique, au sel uni-métallique de la série* $n + 1$. »

(Chancel, *Comptes-rendus* de l'*Acad. des sc.*, mai 1845.)

Il est probable que les phénomènes ne se passeraient pas toujours comme M. Chancel le suppose; car à mesure que les carbures se condensent, ils deviennent de moins en moins volatils, et il pourrait bien arriver une époque où ils se décomposeraient d'une toute autre manière avant d'éprouver la réaction qui vient d'être indiquée. Toutefois, cette réaction est assez simple que l'on peut toujours en admettre la vraisemblance.

XXXVIII.

Dans les paragraphes précédens, on a pu voir que les composés de la série $(CH)_n$ donnent naissance à plusieurs groupes particuliers et assez nettement définis. Ces groupes sont : les *carbures élémentaires*, les *carbures sur-hydriques*, les *alcools*, les *aldéhydes*, les *sels*, les *éthers* et les *acétones*. En représentant un carbure hydrique quelconque de la série $(CH)_n$ par R, on a les formules générales suivantes pour représenter ces relations dans divers groupes de corps.

	Formules expérimentales.	Formules ramenées au même volume.	Formules spécifiques.
Radical fondamental	R	R	R
— métalloïde	R + 2 H	R + 2 H	R + 2 H
Alcool	R + 2 HO	R + 2 HO	R + 2 HO
Aldéhyde	R + 2 O	R + 2 O	R + 2 O
Sel	R + 4 O	R + 4 O	R + 4 O
Éther	R + 2 HO	R + 2 HO	$\begin{cases} R + 2\,O \\ R + 2\,H \end{cases}$
Acétones	R + O — CH	$R_{(2n)+1}\,O_2$	$\begin{cases} R + 2\,O \\ R_{2n} \end{cases}$

L'inspection de ce tableau indique les réactions par lesquelles chaque corps peut être obtenu. Cela sera rendu évident par quelques exemples :

L'aldéhyde d'une série peut être obtenu en déshydrogénant l'alcool ou en désoxydant le sel hydrique de la même série.

$$R, (HO)_2 - 2\,H = R, O_4 - 2\,O = R, O_2.$$

Le radical fondamental d'une série peut être obtenu en déshydratant son alcool ou en désoxydant son aldéhyde ou son sel.

$$R, (HO)_2 - 2\,HO = R, O_2 - 2\,O = R, O_4 - 4\,O = R, \text{etc.}$$

Tous les corps de la série $(CH)_n$ pourraient être facilement rangés en un tableau synoptique analogue à la table de Pythagore, dans lequel une colonne verticale donnerait tous les composés du même genre, tels que les alcools, et une colonne horizontale, tous ceux d'un même radical.

XXXIX.

La simplicité de la composition du groupe $(CH)_n$, l'abondance des produits qu'il donne, ont permis de l'étudier facilement; mais il s'en faut de beaucoup que l'étude des autres groupes soit aussi avancée. On est encore aujourd'hui forcé de distinguer des groupes établis d'après les propriétés les plus apparentes des corps qu'ils renferment, tels sont les corps gras

(1) V. Paragraphe XXXI.

iles fixes, siccatives et non siccatives, les huiles volatiles, sines, les matières colorantes.

—Les *corps gras* sont mal définis : ce sont en général des its solides, onctueux ou liquides, pénétrant facilement ier et lui donnant de la translucidité.

tude de plusieurs corps gras est fort avancée aujourd'hui, même qui sont bien connus se rattachent à la série $(CH)_n$, ue les composés salins stéariques, margariques, oléi- etc.

corps gras, huileux se distinguent en huiles grasses et iles siccatives : les premières ne se dessèchent point à t ne sont point par là même propres à la peinture, telles s huiles d'olives et d'amandes ; les autres sont siccatives, que les huiles de lin, de noix, d'oliette. Ces dernières ont été fort peu étudiées et méritent un intérêt ulier à cause des nombreux usages auxquels on les ie.

diverses espèces de cires se rattachent aux corps gras.

— Les *huiles volatiles* forment une tache sur le papier e les huiles fixes ; mais cette tache disparaît par l'action chaleur ou par l'exposition à l'air. Presque toujours ob- s par la distillation d'un grand nombre de substances qui sentent que peu ou point d'analogie, elles comprennent oduits les plus disparates. Toutefois elles sont générale- très riches en carbone et en hydrogène, très inflamma- et brûlent en répandant beaucoup de fumée.

st des huiles volatiles qui ne contiennent point d'oxygène t par conséquent de simples carbures hydriques. Le plus nombre de ces huiles se rapporte à la série très re- nable $(C_5H_4)_n$, qui, comme n l'indique, est formée d'un re particulier à divers degrés de condensation (V. le pa- he XVIII).

sieurs huiles volatiles sont oxygénées ; telles sont celles plupart des labiées et des ombellifères, de valériane, de e camomille, de rose, le camphre, etc.

—Les *résines* sont éminemment variables. Ce sont des pro- naturels qui découlent d'une foule d'arbres de diverses es ; aussi, souvent, n'est-il pas possible d'établir la moin- nalogie de composition entre plusieurs d'entre elles, lorsqu'elles proviennent d'une seule famille ; car il faut

le dire, ces produits sont très variables, même dans des espèces d'une même famille. Celle des légumineuses donne le sang-dragon, les baumes de Tolu et du Pérou, la térébenthine de copahu, une espèce de copal, indépendamment d'une foule d'autres produits non résineux.

Les résines sont toujours fluides, lorsqu'elles suintent des arbres, mais elles s'épaississent peu-à-peu. En général elles sont plus oxygénées que les huiles volatiles et paraissent dues à l'action que l'oxygène exerce sur ces dernières. Les résines fluides, pouvant être recueillies dans cet état, donnent beaucoup d'huile volatile à la distillation et portent le nom de *térébenthines*.

Les résines contenant du benzoate hydrique, comme le benjoin, ou du cinnamate hydrique, comme les baumes de Tolu et du Pérou, portent le nom collectif de *baumes*.

Les résines sont toujours insolubles dans l'eau, la plupart d'entre elles sont solubles dans l'alcool; les produits résineux insolubles dans ce dernier corps sont nommés *sous-résines*.

La matière céreuse qui recouvre les fruits des drupacées possède tous les caractères attribués aux sous-résines et n'est point une cire comme on l'a pensé pendant long-temps.

D.—Les *matières colorantes* ne sont rapprochées que par l'intensité de leur couleur qui les rend généralement propres à la teinture, et ce caractère tout spécial fait que l'on réunit ensemble des substances qui n'ont point la moindre analogie.

Un chapitre spécial devant être consacré aux matières colorantes, il est inutile d'entrer ici dans de plus grands détails; il suffit d'en avoir signalé l'existence.

XL.

Les agens chimiques font éprouver une foule de modifications aux matières organiques, et permettent quelquefois de quelques-unes d'entre elles d'en obtenir d'autres que la nature nous offre toutes formées.

Les agens les plus généraux sont : la *caloricité*, les *corps oxydans*, les *corps réduisans*, les *déshydratans*, les *chlorides*, les *sels hydriques*, les *oxydes hydro-natroïdiques*, l'*ammoniaque*, le *gaz sulfureux*, l'*azotate hydrique*, les *actions catalytiques*, les *fermentations*.

XLI.

seule action de la chaleur, sans l'intervention d'aucun agent chimique, donne lieu aux réactions les plus mul-es et les plus variées, lorsqu'elle s'applique aux matières iques.

—On conçoit facilement qu'un système moléculaire dé-iné, stable à la température ordinaire, ne puisse plus l'être e température plus élevée; alors il s'opère une réaction ses élémens, ou bien entre ceux-ci et ceux des molécules nes et de nouveaux systèmes moléculaires, stables dans les itions de l'expérience, prennent naissance.

s produits complétement volatils peuvent ne point éprou-es modifications à la température de leur ébullition; car, vaporisant, ils échappent ainsi à la décomposition; mais ue l'on fait passer leur vapeur dans un tube porté à une érature plus élevée que le point d'ébullition du liquide les fournit, ils peuvent alors être soumis à des réactions ou moins compliquées, et il en est de même des fluides iques permanens à la température ordinaire.

—Les produits qui ont le plus de tendance à se former ceux qui offrent la plus grande différence entre leur vola-à la température de l'opération; c'est ainsi qu'une même tance peut donner une suite de produits très variés à me-que l'on élève la température, par suite de l'action de la eur sur ses résidus successifs.

—Les réactions les plus simples sont la séparation des pro-pénétrés, comme les *radicaux composés*, et le dédouble-t des sous-molécules; c'est-à-dire des produits condensés, ondensation ayant lieu dans ces dernières.

— Lorsque le produit est oxygéné, il se fait tout à-la-fois combustion et une réduction. Les produits brûlés s'échap-, et les produits carbonés, devenus plus stables ou plus , demeurent dans l'appareil.

—L'hydrogène étant plus combustible que le carbone, on t porté à penser qu'il se forme d'abord de l'eau et qu'il eut se produire du gaz carbonique ou du gaz oxyde de one, que lorsque tout l'hydrogène est brûlé; mais il n'en oint ainsi : l'acide carbonique est plus volatil que l eau, se forme quelquefois de préférence.

M. Pelouze a observé qu'en distillant le gallate hydrique de +215 à 220°, il se transformait en pyrogallate hydrique en perdant de l'acide carbonique, et que le pyrogallate hydrique chauffé de + 250 à + 260° se transformait en métagallate hydrique en perdant de l'eau.

$$\underbrace{C_7 H_4 O_6}_{\text{Gallate hydrique}} - CO_2 = \underbrace{C_6 H_4 O_4}_{\text{Pyrogallate hydrique.}}$$

$$\underbrace{2\ C_6 H_4 O_4}_{\text{Pyrogallate hydrique}} - 4\ HO = \underbrace{C_{12} H_4 O_4}_{\text{Métagallate hydrique.}}$$

F.—Les matières organiques renfermant toujours un excès de carbone relativement à leur oxygène (parag. XIV, p. 437), on serait porté à penser qu'il ne devrait jamais se former d'acide carbonique, mais bien toujours de l'oxyde carbonique; cependant, il se forme presque toujours de l'acide carbonique dans les premiers temps de la réaction, et le gaz oxyde de carbone n'apparaît qu'ensuite, s'il doit se former, excepté dans la distillation de l'oxalate hydrique où ces deux espèces apparaissent nécessairement en même temps. Toutefois il est probable que l'acide carbonique ne peut apparaître qu'à une température inférieure à celle où il peut s'unir au carbone pour donner du gaz oxyde de carbone.

Quoi qu'il en soit des observations précédentes, *il en résulte bien évidemment que la situation occupée par les élémens des molécules a une grande influence sur les réactions auxquelles ils peuvent donner lieu.*

G.—Il faut donc prendre en considération dans ces sortes de réactions : 1° *Le plus ou moins de combustibilité des élémens;* 2° *la différence de fixité ou de volatilité des produits formés,* et 3° *la situation occupée par les élémens des molécules.*

H.—M. Pelouze a le premier étudié avec un soin convenable l'action de la chaleur sur les sels hydriques. Il a vu qu'à des températures fixes et déterminées, ils subissaient des réactions simples et toujours identiques; que, en outre, les sels hydriques pyrogénés (acides pyrogénés), se rattachaient toujours par leur composition à celles de leurs sels générateurs, et qu'il suffisait d'y ajouter les élémens de l'eau ou de l'acide carbonique, ou les uns ou les autres à-la-fois pour les reproduire graphiquement. En soumettant les sels hydriques à la distillation, ils se partagent donc en sels pyrogénés, en acide

carbonique ou en eau, ou en un et l'autre de ces derniers corps.

M. Robiquet a fait voir plus tard que, parmi les derniers produits de la distillation du citrate hydrique, se trouvait de l'oxyde carbonique. Il a déjà été dit d'ailleurs que l'oxyde carbonique est un produit de la destruction immédiate de l'oxalate tri-hydrique.

I. — Les matières azotées donnent toujours de l'ammoniaque parmi les produits de leur distillation. Quand elles sont riches en azote, elles donnent toujours du carbonate ammoniacal parmi les produits volatils, qui réagit comme les alcalis sur les papiers rouges de tournesol et de curcuma. Quand l'azote est en petite quantité, relativement aux autres élémens, l'ammoniaque produite est complétement saturée par un acide qui se produit en cette circonstance, probablement l'acétique, et l'on n'obtient point de réaction alcaline avec les papiers à réactifs. Cette opération étant faite pour savoir si l'on opère sur des substances azotées, on peut rendre l'ammoniaque sensible, dans toutes les circonstances, en ajoutant de la potasse à la matière organique.

La solanine est un alcaloïde contenant peu d'azote et qui exige la présence de la potasse pour donner l'indice de l'ammoniaque par la chaleur.

J. — Dans les arts, on distille plusieurs sortes de matières afin d'obtenir des produits réclamés par l'état actuel de notre civilisation. Telles sont la térébenthine, la cire, la houille, le bois, les matières animales.

Les produits que l'on obtient dans cette circonstance sont généralement très compliqués. Cela tient : 1° à ce que les matières, soumises à la distillation, sont elles-mêmes très compliquées; 2° à ce qu'en opérant sur de grandes masses, elles sont chauffées inégalement, et, par conséquent, elles se trouvent placées dans des circonstances très variées; 3° à une foule de réactions successives qui en sont la conséquence.

La cire et les térébenthines offrent la preuve que des matières presque pures donnent des produits moins compliqués. Dans tous les cas, le résidu final est du charbon, si l'on chauffe à une température suffisamment élevée.

Le bois donne d'abord des produits aqueux, puis de l'acétate hydrique, du carbure dihydrique, de l'hydrogène même,

de l'esprit de bois, de l'esprit pyro-acétique, un goudron très compliqué contenant de la créosote, une foule d'autres produits, et enfin du charbon.

La houille donne une eau chargée de carbonate et de sulfure ammonique, du bi-carbure hydrique, du goudron, du coke; sur la fin de l'opération, le carbure devient dihydrique et même de l'hydrogène libre. Il y a en outre de la naphtaline, de l'acide sulfo-carbonique, du cyanogène, etc.; mais en petite quantité.

Les matières animales, préalablement desséchées, donnent une eau très chargée de carbonate ammoniacal, une huile empyreumatique d'une odeur infecte et d'une très grande complication, qui représente une espèce de goudron animal, des produits cyaniques, et enfin un résidu charbonneux. En présence des oxydes natroïdiques, il se forme du cyanogène en abondance qui demeure uni à leur métal.

XLII.

Les agens oxydans exercent une action très énergique sur les matières organiques. Par voie sèche et à une température suffisamment élevée, ils peuvent les brûler complétement et les réduire en eau, en acide carbonique et en azote ou en acide azotosique, si les matières sont azotées. Par voie humide, les formiates sont complétement brûlés par le bi-oxyde mercurique et, en général, par les oxydes réductibles à une température élevée.

Les agens oxydans par voie sèche sont les oxydes de cuivre, de plomb, d'argent, de mercure, les bi-oxydes plombique et manganique, le chromate de plomb, le chlorate potassique, l'azotate potassique ou sodique, l'oxyde hydro-potassique.

Les agens oxydans par voie humide sont moins nombreux et donnent des résultats généralement plus variés, tels sont l'azotate hydrique, le bi-chromate potassique uni au sulfate hydrique, le bi-oxyde manganique dans les mêmes circonstances, le bi-oxyde plombique, les hypochlorites, les chloroïdes, le sulfate sous-manganique.

Comme cela a été dit, les agens oxydans par voie sèche sont employés pour brûler complétement les substances organiques; c'est dans cette intention que l'oxyde équi-cuprique

st employé dans l'analyse de ces substances; on y joint le hromate plombique quand on veut rendre la combustion lus rapide, plus complète. Le chlorate potassique agit très nergiquement; mais à la fin il laisse un résidu de chlorure otassique qui empâte la matière combustible et l'empêche de brûler. Il faut ajouter aussi qu'il abandonne l'oxygène à une température assez basse pour que la combustion des matières organiques soit souvent impossible; aussi, MM. Gay-Lussac et Thenard, qui l'employaient dans l'analyse organique, le mêlaient-ils à la substance à brûler, et les faisaient-ils tomber par fractions dans un tube chauffé au rouge.

L'oxyde hydro-potassique donne lieu à des réactions spéciales, et très variables selon la nature des corps avec lesquels on le met en présence. L'eau qu'il renferme est sans doute décomposée, de l'hydrogène se dégage et de l'oxygène se fixe sur les élémens de la matière organique. En opérant sur des matières neutres comme la sciure de bois, il se produit de l'oxalate, de l'acétate, et du métacétate potassiques.

Le mode d'action de la potasse est d'ailleurs très variable et ne peut être exposé ici en entier.

Les agens oxydans par voie humide ont donné naissance à des réactions très remarquables depuis quelques années que l'on a commencé à les employer. Ils ont permis d'entamer les matières neutres, azotées ou non, et de les modifier de manière à établir leurs relations et à compléter leur histoire.

L'air est un agent énergique d'oxygénation, la combustion ordinaire, celle de nos foyers, et la respiration en offrent des exemples. A la température ordinaire, la plupart des corps organiques absorbent l'oxygène de l'air avec une assez grande facilité; cette action a surtout lieu sous l'influence de l'humidité, pour les substances hygroscopiques. Cela donne lieu à penser que, dans cette circonstance, le gaz oxygène est obligé de se dissoudre dans l'eau pour réagir. Les corps poreux peuvent le condenser et le rendre plus actif; bien des substances l'absorbent directement, comme les corps gras en général et les huiles volatiles.

La combustion des matières organiques par le gaz oxygène atmosphérique, semble être le but final de la nature qui détruit les êtres créés pour les faire retourner, à l'état de leurs élémens générateurs, l'eau, le gaz carbonique et l'ammonia-

que, afin de les entretenir et de les perpétuer à la surface du globe. Dans toutes les putréfactions, il y a absorption d'oxygène et exhalation de gaz carbonique, quelquefois d'azote; ainsi que Spallanzani l'a démontré par un grand nombre d'expériences.

XLIII.

La réduction des matières organiques peut quelquefois s'opérer sous la seule influence de la chaleur, puisque cette influence les partage généralement en matières plus ou moins oxygénées; mais dans ce cas on n'obtient pas de simples réductions. En général, les procédés de réduction sont moins nombreux que ceux de combustion. C'est la nature qui opère les réductions; la chimie généralement n'opère que des combustions. Cela tient toutefois à ce que les agens de combustion sont plus communs et à plus bas prix, et il est probable que si les chimistes faisaient des travaux dans cette direction, l'on aurait bientôt à enregistrer autant de faits de réduction que de combustion.

L'hydrate d'équi-oxyde de fer est un agent de réduction très énergique; aussi décolore-t-il facilement l'indigo en présence de l'eau.

Le potassium, le sodium peuvent être employés; mais ils donnent plutôt lieu à des substitutions qu'à de véritables réductions, et ont une grande tendance à former des composés salins.

Les sulfures natroïdiques et calcoïdiques sont aussi de bons agens de réduction : ils absorbent l'oxygène en se changeant en hyposulfites.

XLIV.

Quelques produits ont une telle tendance à s'unir aux élémens de l'eau qu'ils décomposent les matières organiques et donnent naissance à de nouveaux produits qui ne diffèrent de ceux employés que par une perte d'oxygène et d'hydrogène dans les proportions qui constituent l'eau. C'est ainsi qu'en traitant l'éthal par l'acide phosphorique anhydre MM. Dumas et Péligot sont parvenus à obtenir le cétène.

$$C_{32}H_{33}O - HO = (CH)_{32}.$$

A l'aide de ce procédé, on a pu obtenir plusieurs autres corps analogues au cétène, tels que le camphogène, le menthène, l'amylène, le cédrène, etc.

XLV.

Les chloroïdes, en réagissant sur les matières organiques, donnent lieu à des substitutions ou s'y unissent directement. Les principaux faits qui se rattachent à cet ordre de phénomènes ont été exposés, t. I, p. 83, 88, et t. II, p. 440.

XLVI.

Les principaux sels hydriques, d'origine minérale, s'unissent directement avec les alcools pour former des sels hydriques copulés, p. 456; si l'on chauffe le produit, on obtient un éther, p. 461 et suiv. Lorsque le sel hydrique domine, soit le sulfate, on obtient des carbures hydriques et du gaz sulfureux se dégage; ce qui indique que le sel hydrique et la matière organique sont décomposés mutuellement.

En agissant sur des matières telles que la fibre ligneuse, l'amidon, le sucre, en présence de l'eau, le sulfate hydrique donne naissance à de la glucose. Avec la gélatine, il donne de la leucine.

X LVII

Le gaz ammoniac s'unit directement avec les sels hydriques et donne naissance à des sels ammoniacaux; avec les acides anhydres, il donne généralement naissance à des composés amidammoniques. V. t. II, p. 252 (1). Sous l'influence combinée

(1) En publiant les observations consignées, p. 252–253 de ce volume, je n'ai pu avoir l'intention de nuire à la réputation de M. Laurent, ni d'exciter en rien sa susceptibilité; mais il paraît que ce savant n'admet pas que l'on puisse discuter ses opinions; car, dans un article du journal qu'il publie avec M. Gerhardt, il a relevé mes observations avec une aigreur et des expressions que l'on rencontre rarement dans des publications scientifiques. Ne voulant point entamer une polémique commencée avec si peu de convenance, je n'ai pas répondu à M. Laurent; mais dans la crainte que l'on n'interprète mon silence à mon désavantage, je tiens à lui répondre ici quelques mots :

de l'humidité, de l'oxygène, de l'air et de l'ammoniaque, quelques matières incolores prennent une teinte très foncée et deviennent de véritables matières colorantes, tels sont l'hématine, l'orcine et la phlorizine.

XLVIII.

L'acide sulfureux se combine quelquefois directement avec des matières organiques, telle est au moins l'action qu'il exerce sur l'isatine en présence de la potasse, d'après les recherches de M. Laurent.

Le gaz sulfureux et le gaz ammoniac s'unissent simultanément avec l'alloxane, selon MM. Liebig et Wœhler.

XLIX.

L'azotate hydrique peut s'unir directement avec les alcaloïdes, et donner des produits tout-à-fait comparables aux véritables azotates. Il s'unit aussi avec diverses huiles volatiles, telles que celle de cannelle, le camphre et l'helléline; mais les composés ainsi obtenus sont immédiatement détruits par l'eau qui régénère les produits primitifs; l'azotate hydrique et les huiles volatiles.

L'azotate hydrique peut oxyder et salifier même une foule de substances organiques telles que le camphre, qu'il trans-

---

Ceux qui possèdent les moindres notions de chimie générale savent que les réactions chimiques dépendent *non-seulement de la nature des corps en présence, mais encore d'une foule de circonstances, telles que leurs proportions relatives, la température, la pression*, etc.

Or, toutes les fois que l'on énoncera *une loi relative à des réactions chimiques* et que cette loi n'indiquera pas les *circonstances* dans lesquelles elles ont lieu, sans nul examen, sans savoir de quoi il s'agit, on pourra dire à son auteur qu'elle résulte d'un *dénombrement imparfait*, qu'elle n'est relative qu'à un cas particulier qu'elle n'énonce pas, et que, par conséquent, ce n'est point une loi. C'est là le cas de la loi de M. Laurent.

Je n'ai pas jugé à propos d'entreprendre des travaux de laboratoire pour démontrer à M. Laurent qu'il est dans l'erreur, et qu'une saine logique est toujours utile à ceux qui s'occupent de recherches scientifiques. Si je n'avais autre chose de plus important à faire, je pourrais me croiser les bras et attendre, je suis bien certain que l'on m'évitera cette peine, et que M. Laurent sera forcé de reconnaître lui-même son erreur.

orme en camphorate hydrique, l'indigo bleu qu'il transforme n isatine, etc.

Souvent la matière organique est presque entièrement détruite, il se produit de l'eau, du gaz carbonique et de l'oxalate tri-hydrique. Cette réaction a facilement lieu avec le sucre.

L'azotate hydrique en brûlant une partie des élémens d'un composé peut y laisser aussi une partie de son azote; c'est ainsi qu'il agit sur la cholestérine et sur l'ambréine, en donnant naissance aux *acides cholestérique et ambréique*. C'est au moins en opérant sur ces corps que ce mode d'action a été observé pour la première fois par MM. Couerbe et Pelletier. Depuis cette époque une foule d'autres réactions du même genre ont été observées. En général, les carbures sur-hydriques perdent 1, 2, 3 équivalens d'hydrogène qui se trouve remplacé par 1, 2, 3 équivalens d'acide azotosique.

Selon M. Millon, l'azotate hydrique, lorsqu'il est suffisamment étendu d'eau, ne réagit vivement sur les matières organiques que parce qu'il contient de l'acide azoteux, et, lorsqu'il en est privé, il peut s'unir avec les matières qu'il aurait inévitablement détruites. L'azotate d'urée s'opposant à l'existence de l'acide nitreux, un mélange de ce corps et d'azotate hydrique peut être employé pour obtenir des réactions spéciales, telles que celle qui vient d'être indiquée; c'est ainsi que M. Millon a obtenu l'éther azotique.

L.

Le chlorure hydrique s'unit directement et à la température ordinaire avec les alcaloïdes, et donne naissance à des composés que l'on prépare généralement pour déterminer l'équivalent de ces derniers corps.

Plusieurs carbures hydriques, ou huiles volatiles, surtout ceux qui se rapportent au prototype $C_5 H_4$, s'unissent directement au chlorure hydrique et donnent des produits que l'on nomme *camphres artificiels*. On leur a donné ce nom parce que le premier produit connu de cette série, produit qui avait été obtenu avec l'huile volatile de térébenthine, était solide et ressemblait au camphre ordinaire.

Les camphres artificiels n'indiquent pas la présence du chlore par l'azotate argentique.

LI.

… … … …

des températures peu élevées. En présence de l'éponge
ine, le tartrate hydrique est brûlé presque complétement
empérature inférieure à + 250°, le sucre de canne, la
, la lactine commencent à brûler à + 150° et sont
tement détruites à + 250°. Le beurre donne déjà de
carbonique à + 90°; l'huile d'olive en donne entre +
90°; l'acide stéarique, la cire brûlent vers + 100° et ne
mplétement détruits que vers + 200°. Dans ces combus-
n observe des temps d'arrêt qui indiquent la formation
ive de produits de plus en plus difficiles à brûler.
ydrogène opère une action inverse de celle de l'oxy-

orsqu'on fait arriver l'alcool ou l'éther réduits en va-
ans deux tubes plongeant dans un même bain d'alliage,
mpli de pierre ponce pulvérisée, l'autre de mousse de
, l'alcool et l'éther distillent sur la pierre ponce à + 300°
lessus sans décomposition; tandis que, du côté du pla-
a obtient un dégagement gazeux abondant à partir de
°. »

nant à l'acétate hydrique, il distille sur la pierre ponce,
qu'il est entièrement décomposé par la mousse de pla-
ient-on à élever la température de manière à amener la
position du côté de la pierre ponce, on obtient de part
tre des gaz complétement différens (*Ann. de chim. et de*
3e série, t. VIII, p. 280 et suiv.). »

tion que le charbon animal exerce sur les matières co-
s dissoutes dans l'eau, est aussi une action catalytique;
éaction par simple contact et combinaison particulaire.
its se rattachent évidemment à la capillarité (V. t. 1er,
196 et 216).

chimistes rattachent à la catalytie des actions qui n'ont
lle qu'une apparence de rapport, telle est l'action de la
ase sur l'amygdaline et l'huile volatile d'amandes amè-
transformation de l'amidon en glucose sous l'influence
fate hydrique, les fermentations, etc. Les faits relatifs à
dre de phénomènes ont été discutés et exposés, t. 1er,
-218.

actions catalytiques ouvrent un nouveau champ aux
ons chimiques et permettront, sans aucun doute, d'obte-
ne foule de produits nouveaux.

LII.

Après avoir exposé les principales généralités relative chimie organique, il ne reste plus qu'à faire connaître la thode qui sera suivie dans cet ouvrage pour exposer les spéciaux qui en forment la base.

La classification la plus avantageuse serait, sans doute, celle qui serait fondée sur la constitution des corps ganiques; mais la chimie n'est point encore assez avancée que cela soit possible dans toute l'étendue du domaine de science. Convaincu, d'ailleurs, que les méthodes didact doivent tenir compte, non-seulement de la science en même, mais encore de ceux qui doivent l'étudier; on ne rait trop se rapprocher des principes exposés t. 1er, p. 303 et faire tous les efforts possibles pour relier les notions sc fiques les plus élevées aux notions les plus vulgaires de ceu se livrent à l'étude de la science; c'est ainsi qu'ils peuv être initiés rapidement et sans ennui.

Pour les divisions à établir dans chacun de ces ordres aura toujours quelque chose d'arbitraire; mais on s'écart moins possible des préceptes énoncés précédemment.

La partie spéciale de la chimie organique sera divisé deux parties principales: 1° celle où l'on traitera des *corps léculaires définis;* 2°celle qui comprendra *les corps particula* (V. t. II, p. 433-434). Enfin, l'ouvrage sera terminé pa appendice qui comprendra des phénomènes complexes q rattachent à plusieurs ordres de corps, et ne peuvent ga qu'à être étudiés d'une manière générale.

Chaque partie de la chimie organique est divisée en pes, chacun de ces groupes comprend des corps qui se chent les uns aux autres par leur origine et par leur constit fondamentale. C'est ainsi que dans l'un d'eux on trou tous les produits dérivés de l'esprit de bois, dans l'autre, ceux qui ont quelque rapport avec l'alcool ordinaire, etc. divers groupes ont reçu chacun un nom particulier; ch nom a été terminé simplement par un *é* qui permet de l ployer comme substantif ou comme adjectif, selon les beso Les terminaisons en *acée* en *oïde* ou en *géné* qui implique une ressemblance ou une communauté d'origine, ont été jetées comme compliquant les mots d'une manière inut

produits du groupe de l'esprit de bois sont réunis le nom de MÉTHÉNÉS, tiré de noms adoptés pour la part d'entre eux; les produits du groupe de l'alcool ont le nom de ZYMOSÉS qui rappelle que les principaux d'eux, l'alcool et l'acétate hydrique, doivent leur origine à la mentation. C'est ainsi que l'on trouvera dans ce livre les pes des GLYCÉRÉS, des GALACTÉS des BUTYRÉS, des AMY- etc.

ucune théorie n'a été adoptée à l'exclusion des autres : cet age, étant destiné à l'enseignement, devait les présenter es, faire ressortir ce qu'elles ont de plus remarquable, in- er leurs rapports, quelquefois leurs dissemblances, et ne onner que comme des spéculations plus ou moins proba- ; mais qui n'ont pas atteint le degré de la certitude. On d'ailleurs en lisant les considérations générales sur la titution des éthers du groupe zymosique, qu'aucune théo- qu'alors n'avait prévu l'ensemble de ce qui s'y trouve é et qu'il faudra encore bien du temps et du travail t que l'étude des autres séries soit assez avancée pour l'on puisse établir leur constitution d'une manière aussi ise.

1

CORPS MOLÉCULAIRES

OU DÉFINIS.

Ier GROUPE.

MÉTHÉNÉS

Esprit de bois, ses dérivés et ses annexes.

Méthène, Méthyle, Méthol, Méthates ou Formiates, Méth

Séries : oxygénée, sulfurée et chlorée.

MÉTHÈNE ET MÉTHYLE.

Méthène, méthylène, Dumas; $Me^{ène} = C_2 H_2 = 4$ vol. $= 14 = 175$.

Méthyle, Liebig, $Me^{yle} = C_2 H_3 = 15 = 187.5$ (1).

MÉTHOL.

Esprit de bois; bi-hydrate de méthylène, Dumas; *Hy*

d'oxyde de méthyle. Liebig. $C_2 H_4 O_2 = Me^{ène}, 2\,HO = M^{yle}$ HO. — Le méthol, ou esprit de bois, est un des produi quides de la distillation sèche du bois, telle qu'on la pra pour obtenir l'acétate hydrique (vinaigre de bois ou acide

(1) Dans toute la partie spéciale de la Chimie organique, le premier é lent, ou le plus faible, sera relatif à H = 1 et O = 8; le plus fort sera à H = 12, 5 et à O = 100.

Le méthène et le méthyle sont deux radicaux hypothétiques qui peuvent ner naissance à une série de composés fort remarquables et dont les no

neux). Il passe avec les premiers produits que l'on a soin fractionner et de mettre de côté quand on veut l'obtenir. s produits sont soumis à une rectification par de nouvelles stillations en ayant soin de mettre de côté les premiers les moins denses. L'esprit de bois du commerce est pré- ré comme il vient d'être dit; mais il retient quelques matières rangères et il a besoin d'être purifié pour les recherches imiques. Pour cela, on le mêle avec un excès de chlorure lcique pulvérisé; on les laisse ensemble pendant 24 heures, ais on soumet le mélange à la distillation : le méthol s'unit a chlorure calcique et demeure fixe, tandis que les autres oduits sont éliminés. Lorsque l'on ne recueille plus rien ans le récipient, sans trop élever la température, on laisse un eu refroidir l'appareil. On y ajoute ensuite autant d'eau aude que l'on a employé d'esprit de bois impur, et l'on stille : l'eau déplace le méthol qui passe à la distillation. ns cette circonstance, le méthol retient un peu d'eau; pour n priver, on le fait macérer sur de la chaux vive et on le stille enfin au bain-marie : le produit qui se condense ns le récipient est le méthol pur.

Le méthol est liquide, incolore, d'une odeur spiritueuse. a poids spécifique = 0,798 à + 20°; son point d'ébullition à + 66°5 sous la pression de 0m761, selon M. Dumas. poids spécifique de sa vapeur, trouvé par expérience, 1,11. Il est très combustible et brûle avec une flamme peu mineuse. Mis en présence de l'éponge de platine et de l'air, vapeur s'oxyde rapidement et donne principalement du *miate hydrique.*

$$\underbrace{C_2 H_4 O_2}_{\text{Méthol.}} + 4\,O = \underbrace{C_2 H_2 O_4}_{\text{Formiate hydrique}} + 2\,HO.$$

---

ncipaux d'entre eux, se trouvent en tête de cet article. Selon M. Liebig, une rtie de ces produits, celle qui se rattache aux formiates, dérive d'un autre radi-. Ce radical serait le formyle $C_2 H$ = Fo. Il n'a pas été isolé plus que les écédens. Ayant rattaché la série des acétates à celle de l'alcool ordinaire, dans considérations générales qui précèdent, il est indispensable de rattacher les rmiates au méthène. Les produits méthénés passent si facilement dans la série formyle, par des réactions si simples et souvent par des substitutions, que n peut, sans inconvénient, rejeter le formyle; car les composés du formyle ppartiennent bien évidemment à des types composés qui dérivent du méthène.

Le chlore réagit violemment sur le méthol et l'expérience ne peut même être faite sans danger qu'en se mettant à l'abri de la lumière solaire : il se forme du chlorure hydrique et un produit chloré, qui, par l'hydrate potassique, donne du formiate potassique, du chlorure potassique et un produit oléagineux, sans doute privé de chlore, qui n'a point été suffisamment étudié (Kane).

Le potassium décompose le méthol en dégageant de l'hydrogène pur : dans cette réaction, le potassium se substitue probablement à l'hydrogène et donne du méthol potassique : $C_2 H_3 K O_2$ (Gerhardt).

Le méthol dissout un peu de soufre et de phosphore à l'aide de la chaleur.

Il s'unit aux sels hydriques et donne des éthers méthéniques par la distillation.

Les oxydes hydro-sodique et hydro-potassique le colorent rapidement et fortement.

Chauffé avec de la chaux potassée, il se dégage de l'hydrogène et l'on obtient d'abord du formiate potassique; à une température plus élevée il se forme de l'oxalate et du carbonate potassiques.

Il s'unit avec le baryte et donne un composé cristallisé en aiguilles soyeuses que l'on obtient par l'évaporation dans le vide. $C_2 H_4 O_2$, Ba O.

Avec le chlorure calcique, il forme un composé hygroscopique cristallisable en lames hexagonales : Cl Ca, 2 ($C_2 H_4 O_2$).

Chauffé avec le bi-oxyde manganique et le sulfate hydrique, le méthol donne du formiate hydrique.

Le *sulfhydrate de sulfure de methyle* est probablement le SULFOMÉTHOL ou l'alcool d'esprit de bois dans lequel l'oxygène est remplacé par du soufre : $C_2 H_4 S_2$. C'est un liquide incolore, d'une odeur alliacée, moins dense que l'eau et bouillant à + 21°. On l'obtient en distillant un mélange de sulfate potassico-méthénique et de sulfure hydro-potassique (Grégory).

MÉTHATES OU FORMIATES.

Les méthates appartiennent au même type numérique que le méthol, et il est probable qu'ils sont constitués de la même manière. Le méthol étant $C_2 H_4 O_2$, le méthate hydrique est $C_2 H_2 O_4$. Les développemens que l'on trouvera à la suite de l'hist-

re des éthers chlorurés permettent de penser que le méthol C_2HH_2O,HO et que les méthates sont $C_2HO_2O,\Delta O$. La férence vient de ce que 2 équivalens d'hydrogène négatif, type fondamental, sont remplacés par 2 équivalens d'o-gène. V. p. 453, le paragraphe XXVIII des considérations nérales, où il est question des différens rôles joués par l'hy-ogène dans l'intérieur des molécules.

Les méthates sont uni-métalliques et peuvent être formulés si : $C_2H\Delta O_4$.

MÉTHATE HYDRIQUE. *Acide formique*, *formiate normal*. Ger. $H\,HO_4$. Ce produit est contenu en nature dans les fourmis, c'est de là que lui vient son nom. Il est liquide, volatil, d'une leur de fourmis, d'une saveur très acide et brûlante; son ids spécifique = 1,168; il bout à + 100°, sous la pression de 761. Le poids spécifique de sa vapeur est entre 2,125 et 14, selon M. Bineau. Il faut 3 volumes de cette vapeur pour équivalent de formiate. Au-dessous de 0°, il passe à l'état lide. Au contact de l'air et d'un corps en ignition, il brûle ec une flamme bleue. Il se dissout dans l'eau et s'y com-ne même : lorsqu'il en contient seulement 0,2, il forme un li-uide qui n'entre plus en ébullition qu'à + 106°, sous la pres-on de 0m756, et ne se solidifie plus même à — 15°. Son poids écifique est alors 1,1104 à + 15°. Chauffé avec le sulfate ydrique, il se transforme en eau et en oxyde carbonique. $H_2O_4 = 2\,HO + 2\,CO$. Les corps oxygénés le changent en u et en acide carbonique; c'est ainsi qu'il réduit les oxydes argent et de mercure.

$$C_2\,H_2\,O_4 + 2\,\Delta O = 2\,HO + 2\,\Delta + 2\,CO_2.$$

Le méthate hydrique, le plus concentré, peut être obtenu en isant passer un courant de sulfure hydrique sur le méthate lombique : il se fait du sulfure plombique et du méthate hy-rique, que l'on sépare par la distillation. En distillant en-mble 18 parties de méthate plombique, 6 parties de sulfate ui-hydrique et 1 partie d'eau, on obtient l'hydrate bouil-nt à + 106°.

On produit du méthate hydrique en distillant un mélange eau, de bi-oxyde manganique, de sulfate hydrique et d'une atière organique oxygénée, neutre ou acide : sucre, fécule, rtrate hydrique, etc. M. Liebig recommande d'employer le

proportions suivantes : amidon, 10 parties; bi-oxyde mercurique, 37; sulfate hydrique, 30; eau, 30.

En opérant dans un vase, d'une très grande capacité relativement à celle des matières employées, on obtient 3,35 de formiate hydrique, dont 100 parties en décomposent 15 de carbonate sodique, en formant du formiate sodique. On peut encore obtenir le formiate hydrique en décomposant le formiate éthérique par l'oxyde hydro-potassique. On obtient ainsi du formiate potassique que l'on décompose ensuite par le sulfate hydrique dans un appareil distillatoire, comme s'il s'agissait d'avoir l'*acétate hydrique*.

Les formiates métalliques sont inusités. On les obtient en ajoutant des oxydes ou des carbonates métalliques au formiate hydrique. Le formiate calcique est soluble dans 10 parties d'eau à + 19°. Le formiate cuprique cristallise facilement en beaux cristaux bleus efflorescens. Le formiate plombique ne se dissout que dans 36 à 40 parties d'eau froide; mais il est plus soluble dans l'eau bouillante et cristallise par refroidissement. Le formiate ammonique est volatil, et lorsque l'on fait passer sa vapeur dans un tube fortement chauffé, il se transforme en eau et en cyanure hydrique.

$$C_2\,H_2\,O_4\,,\,Az\,H_3 = 4\,HO + \overline{C_2\,Az},\,H.$$

A la température ordinaire, le formiate hydrique dissout le bi-oxyde mercurique et donne ainsi un formiate mercurique; mais à une température plus élevée ils se détruisent mutuellement comme cela a été dit précédemment.

MÉTHER.

Ether d'esprit de bois, monohydrate de méthylène, oxyde de méthyle, éther méthylique. $C_4\,H_6\,O_2 = 2\,C_4H\,H_3\,O = 4$ vol. (1).

Le méther est gazeux, incolore, d'une odeur éthérée, et ne se liquéfie pas à — 16°. Son poids spécifique = 1,61 et est le même que celui de la vapeur de l'alcool ordinaire. L'eau en dissout 37 fois son volume à + 18°. Il est plus soluble dans

(1) Ce corps est isomérique avec l'alcool ordinaire; mais ils ne sont point constitués de même; l'alcool est $\left\{\begin{matrix} C_4\,H_3\,H_2\,O; \\ HO \end{matrix}\right.$ le méther est $\left\{\begin{matrix} C_2\,H\,H_2\,O \\ C_2\,H\,H_2\,O \end{matrix}\right.$

cool, dans le méthol et dans le sulfate hydrique; ce dernier duit l'abandonne quand on y ajoute de l'eau. Il brûle avec flamme pâle.

On obtient le méther en chauffant un mélange de 1 partie méthol et de 4 parties de sulfate hydrique et recueillant le sur le mercure. Avec le méther se trouve de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux que l'on extrait par l'hydrate assique qui s'en empare.

Traité par le chlore à la lumière diffuse et à la lumière sore, le méther $C_4 H_6 O_2$ donne successivement les composés uivalens $\overline{C_4 H_4 Cl_2} O_2$, $\overline{C_4 H_2 Cl_4} O_2$ et $C_4 Cl_6 O_2$.

Le premier de ces produits est liquide, il possède une forte leur et répand des vapeurs qui irritent fortement les yeux excitent les larmes. Son poids spécifique = 1,315 à + 20°; bout à + 105°, le poids spécifique de sa vapeur est entre 7 et 4,04.

Le deuxième produit a une odeur moins forte que le précé-t. Son poids spécifique = 1,606; il bout à + 130°, et le ds spécifique de sa vapeur = 6,367.

Le troisième produit possède une odeur très forte et suffo-te; son poids spécifique = 1,594; il bout à + 100°; le ds spécifique de sa vapeur = 4,67 (Malaguti, Regnault).

Le SULFOMÉTHER, *sulfure de méthyle, éther sulfuré d'esprit Bois*, est encore un éther équivalent des précédens, dans lequel oufre remplace l'oxygène: $C_4 H_6 S_2$. Il est liquide, incolore possède une odeur alliacée des plus désagréables. Son poids cifique = 0,845 à + 21°. Celui de sa vapeur = 2,115; il ut à + 41°. On l'obtient en distillant un mélange de sulfure ni-potassique, dissous dans l'eau, et de *chlor-méther*.

Le CHLOR-MÉTHER ou *chlorure de méthyle*, ou *éther hydrochlorique d'esprit de bois*, ou *hydrochlorate de méthylène* $C_2 H_3$ = 4 vol. est un gaz incolore, d'une odeur éthérée et d'une eur sucrée. Le poids spécifique de sa vapeur = 1,7378; il ne liquéfie point à — 18° sous la pression ordinaire. L'eau en dis-t 2, 8 fois son volume; il brûle avec une flamme blanche au lieu et verte sur les bords. On l'obtient en distillant un mélange de sulfate hydrique, de sel marin et de méthol, et en cueillant le gaz sur l'eau qui le purifie en dissolvant les gaz rangers.

On a encore obtenu l'iodure, le fluorure et le cyanur thérés. Ils sont inusités et peu connus.

Saliméthers ou éthers méthénés, composés.

Les composés de cette série peuvent être représent un équivalent d'un acide anhydre et une demi-molécule ther. Les éthers ayant ainsi une espèce de capacité de s tion, on est parti de là pour déterminer leur équivalen équivalent ne renferme qu'un équivalent d'oxygène, et moitié de la molécule d'éther à l'état de fluide élastiq acide anhydre étant A, ces sortes de composés sont donc $\frac{C_4 H_6 O_2}{2}$ ou A ($C_2 H_3 O$) ou AO ($C_2 H_3$). $C_2 H_3$, ou le mét jouant le rôle d'un métal.

SULFATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. SO_4 ($C_2 H_3$). Ce co produit en combinant directement la vapeur de méther et l'acide sulfurique anhydre. On l'obtient encore en sou tant à la distillation un mélange de 1 partie de méthol 8 parties de sulfate hydrique. Le produit recueilli dans l cipient est lavé à l'eau froide dans laquelle il est peu sol Desséché par le chlorure calcique et distillé sur la chaux après 24 heures de macération, il est liquide, incoloré, odeur alliacée; son poids spécifique = 1,324 à + 22°; il à + 188° sous la pression de $0^m 761$; le poids spécifique vapeur = 4,3634. Il est décomposé lentement par l'eau f et plus rapidement par l'eau bouillante.

Les oxydes anhydres sont sans action sur le sulfate m lique; mais les oxydes hydro-métalliques le détruisent si tanément en donnant naissance à un sulfate métallico-m nique et à du méthol.

Par la distillation, il donne lieu à des doubles substitu avec la plupart des composés salins, excepté les sulfates entendu, et il peut ainsi donner naissance à la plupart de méthers. Aussi ce produit est d'une grande importance à de cette propriété.

AZOTATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. $Az O_6$ ($C_2 H_3$). Ce posé est liquide, incolore, d'une odeur éthérée; son poids fique = 1,182 à + 22°; il bout à + 66° sous la pression ordi Lorsque l'on chauffe sa vapeur à + 120°, ses élémens réag

tement les uns sur les autres et donnent lieu à une violente losion. On dit que les produits de sa destruction sont de u, du gaz carbonique et du bi-oxyde d'azote; mais il doit exister d'autres, ou cela n'est pas exact. Les produits doi- t être de l'eau, de l'oxyde carbonique, de l'acide carboni- et de l'azote : $Az\,O_6\,C_2\,H_5 = 3\,HO + CO + CO_2 + Az$; s il est possible que la réaction soit beaucoup plus com- quée et qu'il se forme un peu de vapeur nitreuse. Peut-être se produit-il pas de gaz carbonique; alors il peut y avoir peu d'acide azotosique : $Az\,O_6\,C_2\,H_5 = 3\,HO + 2\,CO + O + 3\,\frac{Az}{4}$.

On obtient facilement l'azotate méthylique en faisant un lange de 2 parties de sulfate hydrique et de 1 partie de thol, que l'on ajoute dans une cornue à 1 partie d'azotate assique : le mélange s'échauffe et le produit distille sans il soit besoin d'employer une chaleur auxiliaire. Le produit plus dense du récipient est recueilli à part et distillé sur un lange de chlorure calcique et d'oxyde plombique Pb O.

OXALATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. $C_2\,O_4\,(C_2\,H_5)$. Ce mposé éthéré est remarquable en ce qu'il est solide à la mpérature ordinaire. On l'obtient en soumettant à la distil- ion un mélange de parties égales de sulfate équi-hydrique, xalate hydrique et de méthol. Le produit qui passe dans récipient est de l'oxalate méthérique, en partie solide et partie dissous dans une liqueur éthérée. Cette liqueur ndonne l'oxalate lorsqu'on l'expose à l'air. En ajoutant de uveau méthol sur le résidu, on obtient encore de l'oxalate thérique par la distillation.

L'oxalate méthérique est incolore, cristallisé en prismes mboïdaux; il possède l'odeur de l'éther oxalique ordi- re. Il fond à + 61°, et bout à + 161° sous la pression de 761.

L'eau le décompose; les oxydes anhydres sont sans action lui, mais les oxydes hydrométalliques agissent sur lui, mme sur tous les éthers composés; c'est-à-dire qu'ils don- nt naissance à du métol et à un oxalate métallique. Le gaz moniac donne naissance à de l'*oxaméthylane* (Dumas) :

$$2\left\{\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthér.que}}\right\} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_6H_5AzO_6}_{\text{Oxaméthylane}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}(1).$$

L'ammoniaque liquide donne, avec ce produit, du méthol et de l'oxamide :

$$\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthérique}} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_2O_2, AzH_2}_{\text{Oxamide}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}.$$

FORMIATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — Ce produit est un liquide très fluide, d'une odeur éthérée, moins dense que l'eau et brûlant avec flamme. On l'obtient en distillant un mélange de 1 proportion de sulfate méthérique et de 1 proportion de formiate sodique :

$$\underbrace{SO_4(C_2H_3)}_{\text{Sulfate méthérique}} + \underbrace{C_2HNaO_4}_{\text{Formiate sodique}} = \underbrace{SO_4Na}_{\text{Sulf. sodique}} + \underbrace{C_2H(C_2H_3)O_4}_{\text{Formiate méthérique.}}.$$

ACÉTATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_4H_3(C_2H_3)O_4$. Ce composé est un liquide incolore, d'une odeur éthérée; son poids spécifique = 0,8668 à + 0°; il bout à + 59°5 sous la pression de $0^m,7612$; Is. Pierre. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,562.

On obtient l'acétate méthérique en distillant un mélange d'acétate hydrique cristallisable, de sulfate hydrique et de méthol. Le produit de la distillation est desséché par un mélange pulvérulent de chlorure calcique et de chaux vive, puis distillé.

L'acétate méthérique possède la même composition ultime et presque les mêmes propriétés que le formiate éthérique; mais, par l'oxyde hydropotassique, ces produits se décomposent en des composés différens : le premier donne de l'acétate potassique et du méthol; le second donne du formiate potassique et de l'alcool.

BUTYRATE MÉTHÉRIQUE. — *Butyrate de méthylène.* Pelouze et Gélis. $C_8H_7O_3, C_2H_3O$ = 4 volumes. Cet éther est liquide, inflammable, d'une odeur particulière qui a quelque analogie avec celle du méthol; il bout vers + 102°; le poids spécifique

(1). L'oxaméthylane a la composition d'un azotate : $AzO_6, C_6H_5 = AzO_6H, C_6H_4$.

e sa vapeur = 3,52. Pour préparer ce produit on fait un mélange de parties égales de butyrate hydrique et d'alcool, et on y ajoute ensuite une demi-partie de sulfate hydrique. L'éther se forme et vient à la surface du liquide; cet éther est recueilli, lavé avec de l'eau, desséché par le chlorure calcique et distillé.

BENZOATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_{14}H_5(C_2H_3)O_4$. Ce produit est liquide, visqueux, d'une odeur très suave; il est plus dense que l'eau et bout à + 198° 5 sous la pression de 0m 761. Il est insoluble dans l'eau, mais il est soluble dans le méthol. On l'obtient en distillant un mélange de 2 parties de benzoate hydrique, de 1 partie de sulfate hydrique, et de 1 partie de méthol; recueillant le produit le plus dense, le desséchant par le chlorure calcique, le mettant en contact avec l'oxyde plombique et les distillant ensemble.

Les produits méthénés présentent la série suivante :

Méthène	C_2H_2
Méthyle	C_2H_3
Méthol	$C_2H_4O_2$
Sulfométhol	$C_2H_4S_2$
Méthol potassique	$C_2H_3KO_2$
Métholate oxy-barytique	$C_2H_4O_2$, BaO
Métolate chloro-calcique	$2(C_2H_4O_2)$, ClCa
Méthates ou formiates	C_2HAO_4
Méther ou oxy-méther	$C_4H_6O_2$
— bi-chloré (1)	$C_4H_4Cl_2O_2$
— quadri-chloré (1)	$C_4H_2Cl_4O_2$
— sé-chloré (1)	$C_4Cl_6O_2$
Sulfométher	$C_4H_6S_2$
Sulfate méthylique	$SO_4(C_2H_3)$
Azotate méthylique	$AzO_6(C_2H_3)$
Oxalate méthylique	$C_2O_4(C_2H_3)$
Acétate méthylique	$C_4H_5(C_2H_3)O_4$
Formiate méthylique	$C_2H(C_2H_3)O_4$
Benzoate méthylique	$C_{14}H_5(C_2H_3)O_4$

(1) Ces éthers portent les noms de mono, bi et tri-chlorés, parce qu'on assigne à la molécule d'éther un poids une fois trop faible. Ils seront comparés à d'autres produits chlorés à la suite de la série des zymosés.

$$2\left\{\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthér.que}}\right\} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_6H_5AzO_6}_{\text{Oxaméthylane}} + \underbrace{C_2H_4O_2\,(1)}_{\text{Méthol.}}.$$

L'ammoniaque liquide donne, avec ce produit, du méthol et de l'oxamide :

$$\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthérique}} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_2O_2, AzH_2}_{\text{Oxamide}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}$$

FORMIATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — Ce produit est un liquide très fluide, d'une odeur éthérée, moins dense que l'eau et brûlant avec flamme. On l'obtient en distillant un mélange de 1 proportion de sulfate méthérique et de 1 proportion de formiate sodique :

$$\underbrace{SO_4(C_2H_3)}_{\text{Sulfate méthérique}} + \underbrace{C_2HNaO_4}_{\text{Formiate sodique}} = \underbrace{SO_4Na}_{\text{Sulf. sodique}} + \underbrace{C_2H(C_2H_3)O_4}_{\text{Formiate méthérique.}}$$

ACÉTATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_4H_3(C_2H_3)O_4$. Ce composé est un liquide incolore, d'une odeur éthérée; son poids spécifique = 0,8668 à + 0°; il bout à + 59°5 sous la pression de $0^m,7612$; Is. Pierre. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,562.

On obtient l'acétate méthérique en distillant un mélange d'acétate hydrique cristallisable, de sulfate hydrique et de méthol. Le produit de la distillation est desséché par un mélange pulvérulent de chlorure calcique et de chaux vive, puis distillé.

L'acétate méthérique possède la même composition ultime et presque les mêmes propriétés que le formiate éthérique; mais, par l'oxyde hydropotassique, ces produits se décomposent en des composés différens : le premier donne de l'acétate potassique et du méthol; le second donne du formiate potassique et de l'alcool.

BUTYRATE MÉTHÉRIQUE. — *Butyrate de méthylène.* Pelouze et Gélis. $C_8H_7O_3, C_2H_5O$ = 4 volumes. Cet éther est liquide, inflammable, d'une odeur particulière qui a quelque analogie avec celle du méthol; il bout vers + 102°; le poids spécifique

(1). L'oxaméthylane a la composition d'un azotate : $AzO_6, C_6H_5 = AzO_6H, C_6H_4$.

sa vapeur = 3,52. Pour préparer ce produit on fait un mélange de parties égales de butyrate hydrique et d'alcool, et on y ajoute ensuite une demi-partie de sulfate hydrique. L'éther se forme et vient à la surface du liquide; cet éther est recueilli, lavé avec de l'eau, desséché par le chlorure calcique et distillé.

BENZOATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_{14}H_5(C_2H_3)O_4$. Ce produit est liquide, visqueux, d'une odeur très suave; il est plus dense que l'eau et bout à + 198° 5 sous la pression de 0m 761. Il est insoluble dans l'eau, mais il est soluble dans le méthol. On l'obtient en distillant un mélange de 2 parties de benzoate hydrique, de 1 partie de sulfate hydrique, et de ½ partie de méthol; recueillant le produit le plus dense, le desséchant par le chlorure calcique, le mettant en contact avec l'oxyde plombique et les distillant ensemble.

Les produits méthénés présentent la série suivante :

Méthène	C_2H_2
Méthyle	C_2H_3
Méthol	$C_2H_4O_2$
Sulfométhol	$C_2H_4S_2$
Méthol potassique	$C_2H_3KO_2$
Métholate oxy-barytique	$C_2H_4O_2, BaO$
Métolate chloro-calcique	$2(C_2H_4O_2), ClCa$
Méthates ou formiates	C_2HAO_4
Méther ou oxy-méther	$C_4H_6O_2$
— bi-chloré (1)	$C_4H_4Cl_2O_2$
— quadri-chloré (1)	$C_4H_2Cl_4O_2$
— sé-chloré (1)	$C_4Cl_6O_2$
Sulfométher	$C_4H_6S_2$
Sulfate méthylique	$SO_4(C_2H_3)$
Azotate méthylique	$AzO_6(C_2H_3)$
Oxalate méthylique	$C_2O_4(C_2H_3)$
Acétate méthylique	$C_4H_3(C_2H_3)O_4$
Formiate méthylique	$C_2H(C_2H_3)O_4$
Benzoate méthylique	$C_{14}H_5(C_2H_3)O_4$

(1) Ces éthers portent les noms de mono, bi et tri-chlorés, parce qu'on assigne à la molécule d'éther un poids une fois trop faible. Ils seront comparés à d'autres produits chlorés à la suite de la série des zymoses.

$$2\left\{\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthérique}}\right\} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_6H_5AzO_6}_{\text{Oxaméthylane}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}(1).$$

L'ammoniaque liquide donne, avec ce produit, du méthol et de l'oxamide :

$$\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthérique}} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_2O_2, AzH_2}_{\text{Oxamide}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}$$

FORMIATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — Ce produit est un liquide très fluide, d'une odeur éthérée, moins dense que l'eau et brûlant avec flamme. On l'obtient en distillant un mélange de 1 proportion de sulfate méthérique et de 1 proportion de formiate sodique :

$$\underbrace{SO_4(C_2H_3)}_{\text{Sulfate méthérique}} + \underbrace{C_2HNaO_4}_{\text{Formiate sodique}} = \underbrace{SO_4Na}_{\text{Sulf. sodique}} + \underbrace{C_2H(C_2H_3)O_4}_{\text{Formiate méthérique.}}$$

ACÉTATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_4H_3(C_2H_3)O_4$. Ce composé est un liquide incolore, d'une odeur éthérée; son poids spécifique = 0,8668 à + 0°; il bout à + 59°5 sous la pression de $0^m,7612$; Is. Pierre. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,562.

On obtient l'acétate méthérique en distillant un mélange d'acétate hydrique cristallisable, de sulfate hydrique et de méthol. Le produit de la distillation est desséché par un mélange pulvérulent de chlorure calcique et de chaux vive, puis distillé.

L'acétate méthérique possède la même composition ultime et presque les mêmes propriétés que le formiate éthérique; mais, par l'oxyde hydropotassique, ces produits se décomposent en des composés différens : le premier donne de l'acétate potassique et du méthol; le second donne du formiate potassique et de l'alcool.

BUTYRATE MÉTHÉRIQUE. — *Butyrate de méthylène.* Pelouze et Gélis. $C_8H_7O_3, C_2H_5O$ = 4 volumes. Cet éther est liquide, inflammable, d'une odeur particulière qui a quelque analogie avec celle du méthol; il bout vers + 102°; le poids spécifique

(1). L'oxaméthylane a la composition d'un azotate : $AzO_6, C_6H_5 = AzO_6H, C_6H_4$.

sa vapeur = 3,52. Pour préparer ce produit on fait un mélange de parties égales de butyrate hydrique et d'alcool, et on y ajoute ensuite une demi-partie de sulfate hydrique. L'éther se forme et vient à la surface du liquide; cet éther est recueilli, lavé avec de l'eau, desséché par le chlorure calcique et distillé.

BENZOATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$. Ce produit est liquide, visqueux, d'une odeur très suave; il est plus dense que l'eau et bout à + 198° 5 sous la pression de 0m 761. Il est insoluble dans l'eau, mais il est soluble dans le méthol. On l'obtient en distillant un mélange de 2 parties de benzoate hydrique, de 1 partie de sulfate hydrique, et de 1 partie de méthol; recueillant le produit le plus dense, le desséchant par le chlorure calcique, le mettant en contact avec l'oxyde plombique et les distillant ensemble.

Les produits méthénés présentent la série suivante :

Méthène	$C_2 H_2$
Méthyle	$C_2 H_3$
Méthol	$C_2 H_4 O_2$
Sulfométhol	$C_2 H_4 S_2$
Méthol potassique	$C_2 H_3 K O_2$
Metholate oxy-barytique	$C_2 H_4 O_2$, Ba O
Métolate chloro-calcique	2 $(C_2 H_4 O_2)$, Cl Ca
Méthates ou formiates	$C_2 H \Delta O_4$
Méther ou oxy-méther	$C_4 H_6 O_2$
— bi-chloré (1)	$C_4 H_4 Cl_2 O_2$
— quadri-chloré (1)	$C_4 H_2 Cl_4 O_2$
— sé-chloré (1)	$C_4 Cl_6 O_2$
Sulfométher	$C_4 H_6 S_2$
Sulfate méthylique	$SO_4 (C_2 H_3)$
Azotate méthylique	$Az O_6 (C_2 H_3)$
Oxalate méthylique	$C_2 O_4 (C_2 H_3)$
Acétate methylique	$C_4 H_3 (C_2 H_3) O_4$
Formiate méthylique	$C_2 H (C_2 H_3) O_4$
Benzoate méthylique	$C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$

(1) Ces éthers portent les noms de mono, bi et tri-chlorés, parce qu'on assigne à la molécule d'éther un poids une fois trop faible. Ils seront comparés à d'autres produits chlorés à la suite de la série des zymosés.

$$2\left\{\underbrace{C_2O_4\,(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthér.que}}\right\} + \underbrace{Az\,H_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_6\,H_5\,Az\,O_6}_{\text{Oxaméthylane}} + \underbrace{C_2\,H_4\,O_2\,(1)}_{\text{Méthol.}}.$$

L'ammoniaque liquide donne, avec ce produit, du méthol et de l'oxamide :

$$\underbrace{C_2O_4\,(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthérique}} + \underbrace{Az\,H_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_2\,O_2,\,Az\,H_2}_{\text{Oxamide}} + \underbrace{C_2\,H_4\,O_2.}_{\text{Méthol.}}$$

FORMIATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — Ce produit est un liquide très fluide, d'une odeur éthérée, moins dense que l'eau et brûlant avec flamme. On l'obtient en distillant un mélange de 1 proportion de sulfate méthérique et de 1 proportion de formiate sodique :

$$\underbrace{SO_4\,(C_2\,H_3)}_{\text{Sulfate méthérique}} + \underbrace{C_2\,H\,Na\,O_4}_{\text{Formiate sodique}} = \underbrace{SO_4\,Na}_{\text{Sulf. sodique}} + \underbrace{C_2\,H\,(C_2\,H_3)\,O_4.}_{\text{Formiate méthérique.}}$$

ACÉTATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_4\,H_3\,(C_2\,H_3)\,O_4$. Ce composé est un liquide incolore, d'une odeur éthérée; son poids spécifique = 0,8668 à + 0°; il bout à + 59°5 sous la pression de $0^m,7612$; Is. Pierre. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,562.

On obtient l'acétate méthérique en distillant un mélange d'acétate hydrique cristallisable, de sulfate hydrique et de méthol. Le produit de la distillation est desséché par un mélange pulvérulent de chlorure calcique et de chaux vive, puis distillé.

L'acétate méthérique possède la même composition ultime et presque les mêmes propriétés que le formiate éthérique; mais, par l'oxyde hydropotassique, ces produits se décomposent en des composés différens : le premier donne de l'acétate potassique et du méthol; le second donne du formiate potassique et de l'alcool.

BUTYRATE MÉTHÉRIQUE. — *Butyrate de méthylène.* Pelouze et Gélis. $C_8H_7O_3, C_2H_3O$ = 4 volumes. Cet éther est liquide, inflammable, d'une odeur particulière qui a quelque analogie avec celle du méthol; il bout vers + 102°; le poids spécifique

(1). L'oxaméthylane a la composition d'un azotate : $Az\,O_6, C_6\,H_3 = Az\,O_6\,H, C_6\,H_4$.

sa vapeur = 3,52. Pour préparer ce produit on fait un mélange de parties égales de butyrate hydrique et d'alcool, et on y ajoute ensuite une demi-partie de sulfate hydrique. L'éther se forme et vient à la surface du liquide; cet éther est recueilli, lavé avec de l'eau, desséché par le chlorure calcique et distillé.

BENZOATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$. Ce produit est liquide, visqueux, d'une odeur très suave; il est plus dense que l'eau et bout à + 198° 5 sous la pression de 0m 761. Il est insoluble dans l'eau, mais il est soluble dans le méthol. On l'obtient en distillant un mélange de 2 parties de benzoate hydrique, de 1 partie de sulfate hydrique, et de 1 partie de méthol; recueillant le produit le plus dense, le desséchant par le chlorure calcique, le mettant en contact avec l'oxyde plombique et les distillant ensemble.

Les produits méthénés présentent la série suivante :

Méthène	$C_2 H_2$
Méthyle	$C_2 H_3$
Méthol	$C_2 H_4 O_2$
Sulfométhol	$C_2 H_4 S_2$
Méthol potassique	$C_2 H_3 K O_2$
Métholate oxy-barytique	$C_2 H_4 O_2$, Ba O
Métolate chloro-calcique	2 $(C_2 H_4 O_2)$, Cl Ca
Méthates ou formiates	$C_2 H \Delta O_4$
Méther ou oxy-méther	$C_4 H_6 O_2$
— bi-chloré (1)	$C_4 H_4 Cl_2 O_2$
— quadri-chloré (1)	$C_4 H_2 Cl_4 O_2$
— sé-chloré (1)	$C_4 Cl_6 O_2$
Sulfométher	$C_4 H_6 S_2$
Sulfate méthylique	$SO_4 (C_2 H_3)$
Azotate méthylique	$Az O_6 (C_2 H_3)$
Oxalate méthylique	$C_2 O_4 (C_2 H_3)$
Acétate méthylique	$C_4 H_3 (C_2 H_3) O_4$
Formiate méthylique	$C_2 H (C_2 H_3) O_4$
Benzoate méthylique	$C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$

(1) Ces éthers portent les noms de mono, bi et tri-chlorés, parce qu'on assigne à la molécule d'éther un poids une fois trop faible. Ils seront comparés à d'autres produits chlorés à la suite de la série des zymosés.

$$2\left\{\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthér.que}}\right\} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_6H_5AzO_6}_{\text{Oxaméthylane}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}(1).$$

L'ammoniaque liquide donne, avec ce produit, du méthol et de l'oxamide :

$$\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthérique}} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_2O_2, AzH_2}_{\text{Oxamide}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}.$$

FORMIATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — Ce produit est un liquide très fluide, d'une odeur éthérée, moins dense que l'eau et brûlant avec flamme. On l'obtient en distillant un mélange de 1 proportion de sulfate méthérique et de 1 proportion de formiate sodique :

$$\underbrace{SO_4(C_2H_3)}_{\text{Sulfate méthérique}} + \underbrace{C_2HNaO_4}_{\text{Formiate sodique}} = \underbrace{SO_4Na}_{\text{Sulf. sodique}} + \underbrace{C_2H(C_2H_3)O_4}_{\text{Formiate méthérique.}}.$$

ACÉTATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_4H_3(C_2H_3)O_4$. Ce composé est un liquide incolore, d'une odeur éthérée; son poids spécifique = 0,8668 à + 0°; il bout à + 59°5 sous la pression de $0^m,7612$; Is. Pierre. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,562.

On obtient l'acétate méthérique en distillant un mélange d'acétate hydrique cristallisable, de sulfate hydrique et de méthol. Le produit de la distillation est desséché par un mélange pulvérulent de chlorure calcique et de chaux vive, puis distillé.

L'acétate méthérique possède la même composition ultime et presque les mêmes propriétés que le formiate éthérique; mais, par l'oxyde hydropotassique, ces produits se décomposent en des composés différens : le premier donne de l'acétate potassique et du méthol; le second donne du formiate potassique et de l'alcool.

BUTYRATE MÉTHÉRIQUE. — *Butyrate de méthylène.* Pelouze et Gélis. $C_8H_7O_3, C_2H_5O$ = 4 volumes. Cet éther est liquide, inflammable, d'une odeur particulière qui a quelque analogie avec celle du méthol; il bout vers + 102°; le poids spécifique

(1). L'oxaméthylane a la composition d'un azotate : $AzO_6, C_6H_3 = AzO_6H, C_6H_4$.

sa vapeur = 3,52. Pour préparer ce produit on fait un mélange de parties égales de butyrate hydrique et d'alcool, et on y ajoute ensuite une demi-partie de sulfate hydrique. L'éther se forme et vient à la surface du liquide; cet éther est recueilli, lavé avec de l'eau, desséché par le chlorure calcique et distillé.

BENZOATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$. Ce produit est liquide, visqueux, d'une odeur très suave; il est plus dense que l'eau et bout à + 198° 5 sous la pression de 0m 761. Il est insoluble dans l'eau, mais il est soluble dans le méthol. On l'obtient en distillant un mélange de 2 parties de benzoate hydrique, de 1 partie de sulfate hydrique, et de 1 partie de méthol; recueillant le produit le plus dense, le desséchant par le chlorure calcique, le mettant en contact avec l'oxyde plombique et les distillant ensemble.

Les produits méthénés présentent la série suivante :

Méthène	$C_2 H_2$
Méthyle	$C_2 H_3$
Méthol	$C_2 H_4 O_2$
Sulfométhol	$C_2 H_4 S_2$
Méthol potassique	$C_2 H_3 K O_2$
Metholate oxy-barytique	$C_2 H_4 O_2$, Ba O
Métolate chloro-calcique	2 $(C_2 H_4 O_2)$, Cl Ca
Méthates ou formiates	$C_2 H \Delta O_4$
Méther ou oxy-méther	$C_4 H_6 O_2$
— bi-chloré (1)	$C_4 H_4 Cl_2 O_2$
— quadri-chloré (1)	$C_4 H_2 Cl_4 O_2$
— sé-chloré (1)	$C_4 Cl_6 O_2$
Sulfométher	$C_4 H_6 S_2$
Sulfate méthylique	$SO_4 (C_2 H_3)$
Azotate méthylique	$Az O_6 (C_2 H_3)$
Oxalate méthylique	$C_2 O_4 (C_2 H_3)$
Acétate méthylique	$C_4 H_5 (C_2 H_3) O_4$
Formiate méthylique	$C_2 H (C_2 H_3) O_4$
Benzoate méthylique	$C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$

(1) Ces éthers portent les noms de mono, bi et tri-chlorés, parce qu'on assigne à la molécule d'éther un poids une fois trop faible. Ils seront comparés à d'autres produits chlorés à la suite de la série des zymoses.

$$2\left\{\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthér.que}}\right\} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_6H_5AzO_6}_{\text{Oxaméthylane}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}(1).$$

L'ammoniaque liquide donne, avec ce produit, du méthol et de l'oxamide :

$$\underbrace{C_2O_4(C_2H_3)}_{\text{Oxalate méthérique}} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaq.}} = \underbrace{C_2O_2, AzH_2}_{\text{Oxamide}} + \underbrace{C_2H_4O_2}_{\text{Méthol.}}$$

FORMIATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — Ce produit est un liquide très fluide, d'une odeur éthérée, moins dense que l'eau et brûlant avec flamme. On l'obtient en distillant un mélange de 1 proportion de sulfate méthérique et de 1 proportion de formiate sodique :

$$\underbrace{SO_4(C_2H_3)}_{\text{Sulfate méthérique}} + \underbrace{C_2HNaO_4}_{\text{Formiate sodique}} = \underbrace{SO_4Na}_{\text{Sulf. sodique}} + \underbrace{C_2H(C_2H_3)O_4}_{\text{Formiate méthérique.}}$$

ACÉTATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_4H_3(C_2H_3)O_4$. Ce composé est un liquide incolore, d'une odeur éthérée; son poids spécifique = 0,8668 à + 0°; il bout à + 59°5 sous la pression de $0^m,7612$; Is. Pierre. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,562.

On obtient l'acétate méthérique en distillant un mélange d'acétate hydrique cristallisable, de sulfate hydrique et de méthol. Le produit de la distillation est desséché par un mélange pulvérulent de chlorure calcique et de chaux vive, puis distillé.

L'acétate méthérique possède la même composition ultime et presque les mêmes propriétés que le formiate éthérique; mais, par l'oxyde hydropotassique, ces produits se décomposent en des composés différens : le premier donne de l'acétate potassique et du méthol; le second donne du formiate potassique et de l'alcool.

BUTYRATE MÉTHÉRIQUE. — *Butyrate de méthylène.* Pelouze et Gélis. $C_8H_7O_3, C_2H_3O$ = 4 volumes. Cet éther est liquide, inflammable, d'une odeur particulière qui a quelque analogie avec celle du méthol; il bout vers + 102°; le poids spécifique

(1). L'oxaméthylane a la composition d'un azotate : $AzO_6, C_6H_5 = AzO_6H, C_6H_4$.

sa vapeur = 3,52. Pour préparer ce produit on fait un mélange de parties égales de butyrate hydrique et d'alcool, et on y ajoute ensuite une demi-partie de sulfate hydrique. L'éther se forme et vient à la surface du liquide; cet éther est recueilli, lavé avec de l'eau, desséché par le chlorure calcique et distillé.

BENZOATE MÉTHÉRIQUE OU MÉTHYLIQUE. — $C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$. Ce produit est liquide, visqueux, d'une odeur très suave; il est plus dense que l'eau et bout à + 198° 5 sous la pression de $0^m 761$. Il est insoluble dans l'eau, mais il est soluble dans le méthol. On l'obtient en distillant un mélange de 2 parties de benzoate hydrique, de 1 partie de sulfate hydrique, et de 1 partie de méthol; recueillant le produit le plus dense, le desséchant par le chlorure calcique, le mettant en contact avec l'oxyde plombique et les distillant ensemble.

Les produits méthénés présentent la série suivante :

Méthène	$C_2 H_2$
Méthyle	$C_2 H_3$
Méthol	$C_2 H_4 O_2$
Sulfométhol	$C_2 H_4 S_2$
Méthol potassique	$C_2 H_3 K O_2$
Métholate oxy-barytique	$C_2 H_4 O_2$, Ba O
Métolate chloro-calcique	2 $(C_2 H_4 O_2)$, Cl Ca
Méthates ou formiates	$C_2 H A O_4$
Méther ou oxy-méther	$C_4 H_6 O_2$
— bi-chloré (1)	$C_4 H_4 Cl_2 O_2$
— quadri-chloré (1)	$C_4 H_2 Cl_4 O_2$
— sé-chloré (1)	$C_4 Cl_6 O_2$
Sulfométher	$C_4 H_6 S_2$
Sulfate méthylique	$SO_4 (C_2 H_3)$
Azotate méthylique	$Az O_6 (C_2 H_3)$
Oxalate méthylique	$C_2 O_4 (C_2 H_3)$
Acétate méthylique	$C_4 H_3 (C_2 H_3) O_4$
Formiate méthylique	$C_2 H (C_2 H_3) O_4$
Benzoate méthylique	$C_{14} H_5 (C_2 H_3) O_4$

(1) Ces éthers portent les noms de mono, bi et tri-chlorés, parce qu'on assigne à la molécule d'éther un poids une fois trop faible. Ils seront comparés à d'autres produits chlorés à la suite de la série des zymoses.

lité avec laquelle a
ux de pénétrer avec
re librement : des
lies ont souvent été

l et de l'eau, la tem-
et son volume est plus
ait est facile à démon-
d'introduire de l'eau
qu'il en soit à moitié
de l'alcool. Les deux liqui-
parce que l'eau, plus dense
rieure ; mais si l'on ferme
sse plusieurs fois de suite
ides, on voit alors que le
son extrémité : un tube de
un espace vide de plus de

Ethène, Æthyle,
Acétone ou Zymène,
Zyméthers, Zymone (

Éthène Æ = C_4 H
Œthyle Æ = C_4 H

Le bi-carbure d'hydrog
comme étant le radical fon
cela, le nom d'*éthérène* qui a
il occupe 4 volumes, celui
hypothétique. Le corps déco
a une autre composition ; il

manière toute spéciale les
l'alcool et d'eau. M. Rud-
contraction avait lieu
54 volumes d'alcool,
à 100 par la contrac-
Ce mélange corres-
quel l'oxygène de l'eau est
duite de ce composé et

Esprit de vin,

C_4 H

L'alcool passe pou
Villeneuve au comme
sent, il n'a pu être ob
et du glucose sous l'infl
dice à la chimie orga
dans les liqueurs ferm
bière, ou dans les prod
eaux-de-vie, le rhum, l

toujours de l'eau, et il est
mmer rapidement les pro-
mer la valeur. Pendant
de l'aréomètre de Car-
alcool sans en faire connaî-

(1) Ce mot est tiré de ζυμωσις
de cette série, l'alcool et l'acétate
n'en fera pas usage pour ne pas ch
que ce sont ceux de produits abo
acétates, l'éther.

(2) Ces noms conviendraient pe

ssac à faire connaître son *alcoomètre* qui in-
liatement les proportions d'un mélange d'eau et
à température de + 15°, lorsqu'il n'y entre rien
Pour les autres températures, la richesse des mé-
ıdiquée par des tables spéciales construites par ce

ètre est un aréomètre ordinaire qui a été gradué
ant successivement à la température de + 15° dans
langes d'eau et d'alcool dont les proportions étaient
es degrés indiquent des centièmes d'alcool, de telle
e le 0° correspond à l'eau pure, et le 100e degré à
lu. Les degrés de cet instrument sont inégaux et
dans les parties supérieure et inférieure de l'é-
lans sa partie moyenne; cela est dû à la contrac-
e par le mélange; contraction qui ne permet pas
s de l'instrument soient proportionnels aux quan-
mens qui le forment.

au a calculé les poids spécifiques correspondant
richesses de l'alcool exprimées en volumes à la
le + 15°. C'est à lui que l'on doit la table sui-
s.

e table (p. 499) est celle de Löwitz. La richesse
trouve exprimée en poids et non en volume
précédente. Les poids spécifiques, correspon-
s richesses, ont été déterminés pour les tem-
et de 20 degrés centigrades.

facile d'avoir de l'alcool aux températures
ar le refroidissement, en plongeant le vase
ns de l'eau de puits ou en le laissant séjour-
soit par le réchauffement, en le laissant
nt dont la température est plus élevée que
obtenir.

un thermomètre sensible doit être plongé
faut le consulter à chaque instant.

gden et de Gilpin sont beaucoup plus
édentes; mais elles sont rapportées à
ifique de 0,825 ou contenant environ

r Tralles en 1811, ressemble beaucoup
eau; mais elle doit être moins exacte.

La grande volatilité de l'alcool et la facilité avec laquelle sa vapeur brûle, font qu'il est très dangereux de pénétrer avec une lumière dans un lieu où il s'évapore librement : des explosion terribles et de violens incendies ont souvent été provoqués par cette négligence.

Lorsque l'on mêle ensemble de l'alcool et de l'eau, la température du mélange s'élève sensiblement et son volume est plus petit que celui de ces deux liquides. Ce fait est facile à démontrer expérimentalement. Il suffit pour cela d'introduire de l'eau dans un tube barométrique jusqu'à ce qu'il en soit à moitié plein, et d'achever de le remplir avec de l'alcool. Les deux liquides ne se mélangent point d'abord, parce que l'eau, plus dense que l'alcool, demeure à la partie inférieure; mais si l'on ferme le tube avec un doigt et si on le renverse plusieurs fois de suite pour opérer le mélange des deux liquides, on voit alors que le tube est loin d'être plein jusqu'à son extrémité : un tube de 1 mètre de long peut présenter un espace vide de plus de 3 centimètres 1/2.

M. Gay-Lussac a étudié d'une manière toute spéciale les variations de volumes d'un mélange d'alcool et d'eau. M. Rudberg a fait voir que la plus grande contraction avait lieu lorsque le mélange était formé de 54 volumes d'alcool, contre 49,77 d'eau qui se réduisaient à 100 par la contraction qui, par conséquent, est de 3,77. Ce mélange correspond à un composé défini dans lequel l'oxygène de l'eau est triple de celui de l'alcool. Le symbole de ce composé est donc :

$$C_4\ H_6\ O_2,\ 6\ HO.$$

L'alcool du commerce contient toujours de l'eau, et il est on ne peut plus important de déterminer rapidement les proportions du mélange afin d'en estimer la valeur. Pendant long-temps on s'est servi pour cet usage de l'aréomètre de Cartier, qui indiquait plus ou moins d'alcool sans en faire connaître la quantité.

Cet instrument peut même donner des résultats variables pour un même alcool, à différentes températures; car les poids spécifiques éprouvent des variations en même temps que les volumes, sous l'influence des dilatations et des contractions produites par les changemens de température. Cela a eu

-Lussac à faire connaître son *alcoomètre* qui in-
médiatement les proportions d'un mélange d'eau et
à la température de + 15°, lorsqu'il n'y entre ri-n
ose. Pour les autres températures, la richesse des m-
t indiquée par des tables spéciales construites par e

omètre est un aréomètre ordinaire qui a été gradu-
geant successivement à la température de + 15° dans
mélanges d'eau et d'alcool dont les proportions étaient
Ses degrés indiquent des centièmes d'alcool, de t-
que le 0° correspond à l'eau pure, et le 100e degré
bsolu. Les degrés de cet instrument sont inégaux
ids dans les parties supérieure et inférieure de l'-
ne dans sa partie moyenne; cela est dû à la contra-
uvée par le mélange; contraction qui ne permet pa
egrés de l'instrument soient proportionnels aux v-
l'élémens qui le forment.
aroseau a calculé les poids spécifiques
rses richesses de l'alcool exprimées en v-
ur de + 15°. C'est à lui que l'on doit
. 498.
uxième table (p. 499) est celle de Lowitz.
l s'y trouve exprimée en poids et non
lans la précédente. Les poids spécifiques
, diverses richesses, ont été déterminés
s de 10 et de 20 degrés centigrades.
rouve une facile d'avoir de l'alcool
s, soit par le refroidissement
mperme dans de l'eau de puits
ans une cave; soit par le réchauffe-
ppartement dont la température
n veut obtenir.
ésident qu'un thermomètre sert
ool et qu'il faut le corriger
bles de Blagden et
ques précédentes
poids spécifique
— 15°.
ée par l'
de M. Marcseau:

Alcoomètre.	Poids spécifiques.	Alcoomètre.	Poids spécifiques.
0	1, 000	50	0, 936
1	0, 999	51	0, 934
2	0, 997	52	0, 932
3	0, 996	53	0, 930
4	0, 994	54	0, 928
5	0, 993	55	0, 926
6	0, 992	56	0, 924
7	0, 990	57	0, 922
8	0, 989	58	0, 920
9	0, 988	59	0, 918
10	0, 987	60	0, 915
11	0, 986	61	0, 913
12	0, 984	62	0, 911
13	0, 983	63	0, 909
14	0, 982	64	0, 906
15	0, 981	65	0, 904
16	0, 980	66	0, 902
17	0, 979	67	0, 899
18	0, 978	68	0, 896
19	0, 977	69	0, 893
20	0, 976	70	0, 891
21	0, 975	71	0, 888
22	0, 974	72	0, 886
23	0, 973	73	0, 884
24	0, 972	74	0, 881
25	0, 971	75	0, 879
26	0, 970	76	0, 876
27	0, 969	77	0, 874
28	0, 968	78	0, 871
29	0, 967	79	0, 868
30	0, 966	80	0, 865
31	0, 965	81	0, 863
32	0, 964	82	0, 860
33	0, 963	83	0, 857
34	0, 962	84	0, 854
35	0, 960	85	0, 851
36	0, 959	86	0, 848
37	0, 957	87	0, 845
38	0, 956	88	0, 842
39	0, 954	89	0, 838
40	0, 953	90	0, 835
41	0, 951	91	0, 832
42	0, 949	92	0, 829
43	0, 948	93	0, 826
44	0, 946	94	0, 822
45	0, 945	95	0, 818
46	0, 943	96	0, 814
47	0, 941	97	0, 810
48	0, 940	98	0, 805
49	0, 938	99	0, 800
		100	0, 795

Journal de pharmacie, t. XVI, p. 490 (1).

(1) La table de M. Maroseau a été calculée à l'aide d'une table de M. G

100 en poids.	Poids spécifiques.		100 parties en poids.		Poids spécifiques.	
Eau.	à 20° centg.	à 16° centg.	Alcool.	Eau.	à 20° centg.	à 16° centg.
	0,791	0,796	49	51	0,917	0,920
1	794	798	48	52	919	922
2	797	801	47	53	921	924
3	800	804	46	54	923	926
4	803	807	45	55	925	928
5	805	809	44	56	927	930
6	808	812	43	57	930	933
7	811	815	42	58	933	936
8	813	817	41	59	934	937
9	816	820	40	60	935	939
10	818	822	39	61	938	941
11	821	825	38	62	940	943
12	823	827	37	63	942	945
13	826	830	36	64	944	947
14	628	832	35	65	946	949
15	831	835	34	66	948	951
16	834	838	33	67	950	753
17	836	840	32	68	952	955
18	839	843	31	69	954	957
19	842	846	30	70	956	958
20	844	848	29	71	957	960
21	847	851	28	72	959	962
22	849	853	27	73	961	963
23	851	855	26	74	963	965
24	853	857	25	75	965	967
25	856	860	24	76	966	968
26	859	863	23	77	968	970
27	861	865	22	78	970	972
28	863	867	21	79	971	973
29	866	870	20	80	973	974
30	868	871	19	81	974	955
31	870	874	18	82	976	
32	872	875	17	83	977	
33	875	879	16	84	978	
34	877	889	15	85	980	
35	880	883	14	86	981	
36	882	886	13	87	983	
37	885	889	12	88	985	
38	887	891	11	89	986	
39	889	893	10	90	987	
40	892	896	9	91	988	
41	894	898	8	92	989	
42	896	900	7	93	991	
43	899	903	6	94	992	
44	901	904	5	95	994	
45	903	905	4	96	995	
46	905	908	3	97	997	
47	907	910	2	98	998	
48	909	912	1	99	999	
49	912	915		100	1,000	
50	914	917				

L'aréomètre de Cartier étant encore employé par [illegible] personnes, le tableau suivant permettra de transformer [illegible] degrés en richesse alcoolique. Cet instrument ayant été construit à la température de + 10° Réaumur = 12° 5 centésimaux, la table a été faite pour la même température. La relation entre les degrés de l'aréomètre de Cartier et de l'alcoomètre, est celle qui a été donnée par M. Gay-Lussac; les poids spécifiques ont été déterminés par M. Maroseau.

Comparaison de l'aréomètre de Cartier et de l'alcoomètre de M. Gay-Lussac, avec les poids spécifiques correspondants à + 12° 5.

Degrés de Cartier.	Degrés alcoométriques.	Poids spécifiques.	Degrés de Cartier.	Degrés alcoométriques	P
10	0,0	1,000	28	74,8	0
11	5,3	0,992	29	77,0	0
12	11,6	0,985	30	79,1	0
13	18,8	0,977	31	81,2	0
14	26,1	0,970	32	83,2	0
15	32,6	0,963	33	85,1	0
16	37,9	0,956	34	86,9	0
17	42,5	0,949	35	88,6	0
18	46,5	0,942	36	90,2	0
19	50,1	0,935	37	91,8	0
20	53,4	0,929	38	93,3	0
21	56,5	0,922	39	94,6	0
22	59,5	0,916	40	95,9	0
23	62,3	0,909	41	97,1	0
24	65,0	0,903	42	98,2	0
25	67,7	0,897	43	99,2	0
26	70,2	0,891	43,75	100,0	0
27	72,6	0,885			

A l'aide de cette table, il sera facile de déterminer la richesse alcoolique d'un liquide à la température de + 12° 5 en employant un aréomètre de Cartier, ou un densimètre quelconque.

Lussac, qui indique la relation des degrés de l'alcoomètre et de l'aréomètre de Cartier, et d'une autre table calculée par M. Maroseau, qui établit la relation des degrés de l'aréomètre de Cartier et des poids spécifiques. La relation des degrés de l'alcoomètre avec ceux de l'aréomètre de Cartier est incertaine, et ne peut donner des résultats parfaitement exacts; cependant ils s'éloignent fort peu de la réalité.

rsque le liquide alcoolique contient autre chose que de
et de l'alcool, l'alcoomètre ne donne plus d'indication
; ainsi il ne peut servir ni pour les vins, ni pour aucune
ur fermentée, qui renferment toujours des matières
gères.

s droits d'octroi sur les alcools étant proportionnels à leur
sse, on a cherché le moyen de frauder en faisant baisser
titre d'une manière apparente par l'addition d'une ma-
étrangère. Le sucre est souvent employé à cet usage : il
ente le poids spécifique du liquide, comme le fait une ad-
n d'eau. Il est facile de savoir si une liqueur alcoolique
erme quelque matière étrangère en dissolution : il suffit
évaporer une goutte sur une lame de platine poli ; si elle
ient une matière fixe, elle demeure sur la lame et la salit
pour lui faire perdre son poli. Lorsqu'il s'agit d'une dé-
ination exacte, c'est une toute autre chose : il faut mesurer
certaine quantité de liquide, y ajouter la moitié de son
me d'eau, s'il est très riche, et le distiller de manière à
cueillir, sans perte, les deux tiers de son volume de liquide,
ener le produit recueilli au volume primitif par une addition
u, déterminer sa température à l'aide d'un thermomètre
nfin sa richesse alcoolique au moyen de l'alcoomètre.

e procédé de la distillation exigeant beaucoup de soins,
fait qu'il ne peut guère être pratiqué que dans les labo-
res de chimie et par des mains exercées; mais on peut
nir un bon résultat par un procédé plus simple et qui
e moins d'attention : il faut mesurer exactement une cer-
e quantité de liqueur alcoolique, la chauffer pour chasser
l'alcool, la ramener au volume primitif par une addition
u distillée, noter la température et déterminer le poids
ifique de la liqueur avec un aréomètre convenable, soit
i de Fahrenheit, soit à l'aide de densimètres spéciaux, soit
ide de volumètres ou avec un aréomètre quelconque et
table qui compare ses degrés aux poids spécifiques. Le
ds spécifique, de la liqueur privée d'alcool, moins l'unité,
anché de celui de la liqueur alcoolique, donne le poids
cifique réel, si toutefois les matières fixes et solubles
sercent point d'action chimique sur l'alcool. A l'aide
ne table, telle que celle de M. Maroseau, on détermine la
esse alcoolique.

Si la liqueur alcoolique ne contenait que de l'eau, de l'alcool et du sucre ; on pourrait en déterminer la richesse au moyen de deux indications : une par l'alcoomètre ; l'autre par quelque propriété saillante, telle que l'indice de réfraction par exemple ; mais on peut obtenir un résultat convenable à l'aide du procédé qui vient d'être décrit.

M. Deville a déterminé l'indice de réfraction de plusieurs mélanges d'eau et d'alcool ; les résultats qu'il a obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

Alcool absolu.	Eau.	Poids spécifiques.	Indices de réfraction.	Différences.
1,0	0,	0,796	1,3633	+ 10
0,9	0,1	0,829	1,3653	+ 9
0,8	0,2	0,856	1,3662	+ 11
0,7	0,3	0,880	1,3651	+ 18
0,6	0,4	0,902	1,3633	+ 19
0,5	0,5	0,9275	1,3621	+ 28
0,4	0,6	0,000	1,3592	+ 58
0,3	0,7	0,960	1,3544	+ 73
0,2	0,8	0,972	1,3471	+ 64
0,1	0,9	0,984	1,3407	+ 68
0,	1,0	1,000	1,3339	

* Les observations ont été faites à + 16°. Les poids spécifiques ont été pris sur la table de M. Gay-Lussac. Celui de l'alcool absolu a été déterminé directement. Les mélanges sont indiqués en poids et non en volumes.

L'alcool contenant 0,2 d'eau, a un indice de réfraction maximum ; celui qui contient 0,4 d'eau, possède le même indice que l'alcool pur (1).

L'alcool exposé à l'air en attire l'humidité en même temps

(1) L'alcool à, 0,2 d'eau, ne correspond point à 1 équivalent d'alcool et 1 équivalent d'eau, comme le dit M. Deville, sans doute par inadvertance. L'équivalent de l'alcool = 575 et non 481 comme l'indique ce physicien ; mais l'observation n'en est probablement pas moins juste ; ce doit être le composé $C_4 H_6 O_2$ qui possède l'indice maximum. Cet indice doit être plus grand que 1,3633 et exister pour le mélange formé d'alcool 83,6 + eau 16,4.

L'alcool contenant 0,60 d'eau en poids, n'est pas celui du maximum de contraction non plus ; celui-ci n'en contient que 0,44. L'alcool et l'eau sont ici en équivalents dans le rapport de 3 : 10, peut-être de 3 . 9 = 1 : 3 ; c'est-à-dire une molécule d'alcool unie à une fois moins d'eau que celui du maximum de contraction $C_4 H_6 O_2 + 3$ HO.

s'évapore; il résulte de là qu'il s'affaiblit rapidement et finit par disparaître entièrement. Il est probable que, à une certaine limite, il n'absorbe plus d'eau, et qu'il ne ainsi un composé défini qui jouit encore d'une grande tilité.

n concentre fortement l'alcool par la distillation; car il plus volatil que l'eau; mais on ne peut pas le purifier en- ment par ce procédé. Il retient toujours près de 0,05 à 3 d'eau et marque environ 39 à 40 degrés à l'aréomètre de tier. Cela serait dû à ce que l'alcool, de 0,95 à 0,96, a point d'ébullition moins élevé que lorsqu'il est pur; aussi, premiers produits de la distillation d'un alcool déjà con- ré sont-ils moins purs que les suivans, et l'alcool à 0,90 l susceptible de se concentrer par l'ébullition.

'alcool à 0,95 est formé de 3 équivalens d'alcool pur contre au ou $(C_4 H_6 O_2)_3$ HO. Peut-être est-ce le composé qui point d'ébullition moins élevé que l'alcool pur et que l'on nt par la rectification?

our avoir l'alcool entièrement privé d'eau, il faut le faire rer sur de la chaux vive récemment préparée, au moins lant 24 heures, et le distiller ensuite avec soin.

emmerring a remarqué que de l'alcool faible, renfermé dans vessie, se concentrait considérablement. Cette concentra- peut aller jusqu'à 0,98, selon M. Liebig; mais il y a tou- une perte d'alcool, et ce moyen ne peut être employé que u'il est impossible d'en pratiquer d'autres. La concentra- de l'alcool, dans cette circonstance, est due à ce que l'al- ne pénètre point dans les parois de la vessie en présence de qui exerce une action capillaire plus puissante.

l'on place sous une cloche une capsule remplie d'alcool e, à côté d'une autre capsule remplie de chaux vive, l'alcool ncentre beaucoup. Cela est dû à ce que la chaux absorbe et n'absorbe point l'alcool; il arrive ainsi que l'espace se e facilement de vapeur d'alcool et n'est jamais saturé de ur d'eau, puisque la chaux l'absorbe à chaque instant. Si fait le vide sous la cloche l'opération marche beaucoup rapidement.

es eaux-de-vie du commerce marquent 18 à 22 degrés à omètre de Cartier; c'est-à-dire qu'elles contiennent de- 0,46 jusqu'à 0,60 d'alcool.

L'esprit-de-vin ordinaire marque de 34 à 36° à l'aréomètre de Cartier, et contient de 0,86 à 0,90 d'alcool pur.

L'alcool rectifié marque jusqu'à 40° et contient 0,95 à 0,96 d'alcool pur.

L'*alcool absolu* ne contient point d'eau, et marque 43°,75 à l'aréomètre de Cartier, à la température de + 12° 5; il en indique 44,19 à + 15°.

L'alcool résiste à l'action de l'air; mais lorsqu'il est en même temps en contact avec certaines matières organiques, il en absorbe l'oxygène et peut ainsi se transformer en acétate hydrique :

$$\underbrace{C_4 H_6 O_2}_{\text{Alcool}} + 4\,O = \underbrace{C_4 H_4 O_4}_{\text{Acétate hydrique}} + 2\,HO.$$

Cette réaction est mise à profit pour préparer le vinaigre qui doit ses principales propriétés à l'acétate hydrique (V. *Acétate hydrique*).

En présence du *noir de platine*, la vapeur d'alcool absorbe l'oxygène et donne naissance à de l'acétate hydrique, de l'acétate éthérique, de l'aldéhyde et de l'acétal.

L'acétal est un liquide incolore, très fluide, d'une odeur de *vin de Hongrie;* son poids spécifique = 0,823 à + 20°; il bout à + 95° 2; en présence de la potasse et de l'air, il se change en résine d'aldéhyde; sa composition = $C_8 H_9 O_3$; on peut le considérer comme de l'éther oxydé par substitution $C_8 H_9 O\,O_2$ (1).

Lorsque l'on suspend une spirale de fil de platine dans la

(1) M. Liebig, qui a étudié l'acétal, le considère comme un éther composé, formé de 3 atomes d'oxyde d'éthyle avec 1 atome d'acide acétique : 3 ($C_4 H_5 O$), $C_4 H_3 O_3$. Cette opinion n'ayant aucune preuve pour elle, n'a été adoptée par aucun chimiste. M. Gerhardt va même jusqu'à dire que l'acétal ne peut être que de l'éther acétique impur; cependant, l'action que la potasse exerce sur ce produit démontre que ce n'est point un éther composé, mais un produit particulier, ayant une relation intime avec l'aldéhyde. Ce pourrait être non-seulement $C_8 H_9 O O$; mais une pénétration d'aldéhyde et d'éther ordinaire, c'est-à-dire : $\left\{\begin{matrix} C_4 H_4 O_2 \\ C_4 H_5 O \end{matrix}\right.$ comme M. Liebig l'a fait remarquer lui-même en d'autres circonstances. Si le produit pouvait être préparé plus facilement et si on le soumettait à de nouvelles réactions, on confirmerait, sans doute, l'opinion précédente; par exemple son oxydation directe devrait donner de l'éther acétique : $C_8 H_9 O_3 + 2\,O = C_4 H_3 (C_4 H_5) O_4 + HO$.

amme d'une lampe à alcool, et que l'on éteint la lampe uand le fil a atteint la température rouge, il conserve cette empérature et demeure visible dans l'obscurité sous la seule nfluence de la vapeur d'alcool qui s'échappe incessamment de la mèche de la lampe. Cette lampe singulière a reçu le nom de *lampe sans flamme*. Si l'on recueille les produits de la combustion lente de la vapeur alcoolique, on trouve qu'ils contiennent divers produits analogues à ceux que l'on obtient par le noir de platine, tels que de l'aldéhyde, de l'*acétite hydrique* $C_4 H_4 O_3$, ou *acide lampique*, du formiate hydrique, etc.

Le *chlore* attaque l'alcool et donne lieu à une suite de réactions qui n'ont pas encore été étudiées d'une manière satisfaisante : il se fait d'abord du chlorure hydrique, et par suite du chlorure d'éthyle, il se forme sans doute aussi les divers produits de la réaction du chlore sur ce composé ; mais il se forme aussi des produits particuliers parmi lesquels on distingue le *chloral*, $C_4 \overline{H Cl_3} O_2$, qui est du type de l'aldéhyde.

Le *chloral* est un liquide incolore, gras en apparence, d'une odeur vive et désagréable ; sa vapeur excite le larmoiement. Son poids spécifique à l'état liquide = 1,502 à + 18° ; à l'état de vapeur élastique il varie de 4,986 à 5,13 ; il entre en ébullition à + 94°. Au contact de l'eau, il s'hydrate et donne un produit solide et cristallisé $C_4 \overline{H Cl_3} O_2$, 2 HO. Distillé sur la chaux, il donne du formiate calcique fixe, et du *formène trichloré* ou $(H Cl_3)$.

Si l'alcool contient de l'eau, il ne se produit pas de chloral, mais de l'acétate hydrique, du chlorure hydrique et de l'aldéhyde.

Le brôme agit sur l'alcool de même que le chlore. L'iode y dissout en grande quantité, le colore très fortement et ne l'altère que lentement ; cependant quand on veut détruire la dissolution alcoolique d'iode par le sulfure hydrique, de manière à obtenir de l'iodure hydrique, on ne réussit point. Les produits que l'on obtient sont fortement sulfurés et dérivent de l'alcool.

L'alcool, distillé avec l'hypochlorite calcique, donne le *chloro-forme* découvert par M. Soubeiran. Ce produit est le plus dense qui passe dans le récipient. Pour purifier le chloro-

forme, il faut le décanter, le laver, l'agiter avec du sulfate équi-hydrique, et les distiller ensemble.

Le chloro-forme est un liquide incolore, d'un apparence huileuse, d'une odeur éthérée et d'une saveur douceâtre; son poids spécifique = 1,480 à + 18°; il bout à + 60° 8; le poids spécifique de sa vapeur = 4, 2. Sa composition, représentée par $C_2 Cl_3 H$, correspond à 4 volumes. Avec l'oxyde hydro-potassique dissous, il donne du formiate et du chlorure potassiques.

$C_2 Cl_3 H$	+	$4 KO H$	=	$C_2 HKO_4$	+	$3 Cl K$
Chloro-forme.		Oxyde potass.		Formiate potassique.		Chlorure potas.

Cette réaction démontre que le type de l'alcool est détruit dans la préparation du chloro-forme, vu que ce dernier appartient au deuxième ordre de la série méthénique.

Le chloro-forme est un corps très stable, puisque, comme on le sait, on peut le distiller sur le sulfate hydrique. On peut même le distiller sur le potassium et l'oxyde hydro-potassique sec. A la température rouge, sa vapeur se décompose en carbone, en un corps cristallisé en longues aigrettes blanches et en chlorure hydrique.

On peut obtenir le chloro-forme par d'autres procédés que celui qui vient d'être indiqué; ainsi on peut substituer l'acétone et le méthol à l'alcool.

En distillant l'alcool avec l'hypo-brômite calcique, que l'on prépare facilement en agitant un lait de chaux avec du brôme, on obtient le *brôme forme* $C_2 Br_3 H$, qui a beaucoup d'analogie avec le corps précédent. Il est liquide; son poids spécifique = 2, 1. L'oxyde hydro-potassique le décompose plus facilement que le chloro-forme.

Si l'on ajoute de l'iode à une dissolution alcoolique d'oxyde hydro-potassique, et si l'on décompose la liqueur, il se forme un précipité de petites lamelles jaunâtres et brillantes qui sont l'*iodoforme* découvert par Sérullas. Ce composé qui a la même constitution que le chloroforme, et a $C_2 I_3 H$ pour formule, possède une odeur forte, caractéristique. Il peut être sublimé à + 100°, mais il se détruit à + 120 en donnant du carbone, de l'iode et de l'iodure hydrique. Il est soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et le zyméther. Une dissolution alcoolique de potasse le décompose en peu de temps.

Le potassium et le sodium réagissent sur l'alcool anhydre : il se dégage de l'hydrogène et il se forme de l'alcool potassé ou sodé $C_4 H_5 \overline{(Kou\ Na)} O_2$. Ce produit est cristallisable dans l'alcool. Il se conserve à l'abri de l'humidité et du gaz carbonique ; mais au contact de l'eau, il donne immédiatement de l'alcool ordinaire et des oxydes hydro-potassique et sodique.

Le sulfate hydrique et le phosphate tri-hydrique s'unissent à l'alcool pour former des acides *viniques* (V. p. 455, paragraphe xxx).

L'azotate hydrique exempt d'acide azoteux s'unit à l'alcool; lorsqu'il contient cet acide, il détruit l'alcool en donnant une foule de produits parmi lesquels il y a principalement de l'éther azoteux.

Les azotates acides de mercure et d'argent, en présence de l'alcool, se changent en fulminates (V. t. II, p. 300 et 328).

L'alcool s'unit avec divers sels, comme l'eau d'hydratation et de cristallisation des sels, et forme des alcoates. Il dissout les oxydes hydro-potassique et hydro-sodique, et la plupart des sels déliquescens; cependant il ne dissout pas le carbonate potassique. Il dissout l'azotate calcique et le chlorure strontique; mais il ne dissout point l'azotate strontique, ni le chlorure barytique. Cette propriété est mise à profit dans l'analyse des matières calcoïdiques.

L'alcool dissout facilement l'iode ; il dissout un peu de phosphore et de soufre lorsqu'il est bouillant. Il dissout le protoxyde d'azote, le gaz oléfiant, le gaz carbonique, la plupart des résines; il ne dissout ni les gommes ni les sous-résines; il s'unit à beaucoup d'huiles volatiles, il dissout quelques alcaloïdes à froid et les dissout presque tous lorsqu'il est bouillant. Il dissout de même l'amygdaline et la mannite au moyen d'une élévation de température.

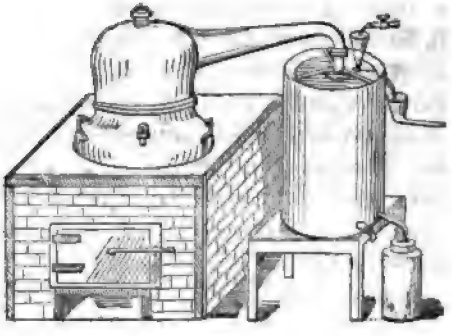
Lorsque l'alcool contient de l'alcool amylique ou de l'huile de grain ou de pommes de terre, on le reconnaît à sa saveur et à l'odeur dont il imprègne les doigts lorsqu'on en place une goutte entre le pouce et l'index, et qu'on l'évapore par le frottement; mais on le reconnaît encore par le sulfate hydrique ou l'azotate argentique, qui lui font prendre une teinte rouge; ce dernier réactif n'agit bien qu'à la lumière. L'oxyde hydro-potassique en poudre décèle la présence de l'esprit de

bois en faisant prendre une teinte brune à la liqueur en moins d'une heure.

On a cherché bien des moyens pour purifier l'alcool chargé d'*amylol*, et l'on n'a point complétement réussi, et cela, parce que l'on veut obtenir ce résultat sans travail. On a cherché à masquer l'odeur de l'amylol par des aromates. On a distillé l'alcool sur de la potasse caustique, sur du charbon de bois pulvérisé. Dans ces derniers temps, M. Dœbereiner a prescrit d'ajouter à l'alcool la dixième partie de son volume de vinaigre et du sulfate hydrique. Si l'on distille ensuite, l'alcool que l'on obtient contient de l'acétate amylique au lieu d'amylol, acétate qui lui donne une odeur agréable. On a aussi proposé l'emploi de l'hypo-chlorite calcique; mais aucun de ces procédés ne purifie réellement l'alcool. Celui qui est le plus convenable consiste à ajouter un peu d'eau à l'alcool et à le rectifier avec beaucoup de soin. Comme l'amylol ne bout qu'à + 132°, il reste dans la chaudière de l'alambic. Il faut répéter ces rectifications jusqu'à ce que l'alcool soit suffisamment purifié.

L'alcool s'extrait par la distillation des liqueurs qui ont subi la fermentation dite alcoolique. Ces liqueurs sont principalement le vin, qui donne les eaux-de-vie, le produit de la saccharification de la fécule, des grains et des pommes de terre, et la dissolution de glucose. Les mélasses dissoutes dans l'eau et soumises à la fermentation donnent aussi beaucoup d'alcool. Le jus de la canne à sucre ou le vesou, donne le véritable rhum. Les mélasses de sucre de canne donnent un rhum presque identique avec le précédent.

Un alambic ordinaire, muni de son serpentin, peut servir pour



distiller les liqueurs alcooliques, ou au moins pour rectifier les produits qui ont déjà subi la distillation et pour faire l'alcool anhydre. Quand on opère en grand, on emploie de préférence un appareil qui donne immédiatement des produits rectifiés autant qu'on le désire. Cet appareil qui est excellent est dû à M. Ch. Derosne qui le fabrique depuis bien des années (V. l'appendice de la *Chimie organique*).

L'action de l'alcool, plus ou moins concentré, sur l'économie animale, diffère de celle de l'eau-de-vie et surtout de celle des liqueurs fermentées en général, en ce qu'il produit des désordres locaux, que ces liqueurs n'occasionnent pas. Son effet immédiat est d'absorber l'eau des tissus, puis s'il les pénètre, il les racornit et coagule le sang et la lymphe, en même temps qu'il détermine une vive irritation. Son action est suivie de la mort, s'il a été employé à une dose assez élevée. Chacun sait d'ailleurs comment il trouble l'intelligence et les désordres qu'il occasionne lorsqu'il fait partie des liqueurs spiritueuses ou fermentées : le premier degré, qui se manifeste par une gaîté folle, une loquacité inaccoutumée, ou de la fureur, selon le caractère des individus ; le deuxième degré, où la bouche se dessèche, où la langue s'embarrasse, où les muscles ne sont plus soumis à l'habitude, où ils cessent enfin de se mouvoir sous l'influence de la volonté de l'individu, le désordre des sens, la vue trouble, etc. Voilà ce qui se passe chez les personnes soumises à l'action de cet agent terrible, lorsqu'il est pris à une dose trop élevée; mais lorsqu'elles en font un usage habituel, il occasionne l'indétermination des mouvemens, l'injection des capillaires de la face, du nez et du cerveau, le relâchement de la lèvre inférieure, la paralysie du rectum et toutes les incommodités qui en sont la conséquence, l'abrutissement, le *delirium tremens*, la combustion spontanée ou une mort ignoble.

L'alcool n'est point évacué par les urines; il est exhalé uniquement par la transpiration pulmonaire; ce qui est une preuve qu'il est entraîné dans la circulation. Alors il réagit sur toutes les sortes de globules qui constituent le sang, il en change le volume et les fonctions, de là les troubles et les désordres qu'il occasionne. Il paraît que l'ammoniaque liquide et l'acétate d'ammoniaque font cesser l'ivresse produite par l'al-

cool, peut-être en modifiant son action sur les élémens du sang.

En dehors de l'emploi de l'alcool dans les liqueurs potables, il a encore une foule d'usages : il sert pour conserver les matières organiques, soit comme alimens, soit pour les collections ; il fait partie d'un grand nombre de vernis, d'une foule de préparations pharmaceutiques ; depuis quelques années on l'emploie dans l'éclairage en augmentant son pouvoir éclairant par des hydro-carbures, tels que l'essence de térébenthine et les huiles bitumineuses.

Pour conserver les matières organiques, il faut d'abord les mettre en contact avec de l'alcool à 0,20 et augmenter l'alcool peu-à-peu; sans cette précaution, l'alcool absorbe l'eau qu'elles contiennent, les flétrit, et les racornit, de manière à les rendre méconnaissables. Quelques-unes au contraire, comme les cerises, absorbent l'alcool et se gonflent fortement. Si on leur ajoute du sucre, celui-ci absorbe l'alcool à son tour; et les cerises paraissent flétries.

Les vernis sont des dissolutions résineuses, que l'on étend sur les surfaces que l'on veut protéger : l'alcool s'évaporant laisse un enduit lisse et transparent. Pour obtenir ce résultat, il faut souvent joindre à l'alcool une matière intermédiaire, moins volatile, ou fixe même, mais molle et qui puisse servir de lien entre les diverses parties résineuses abandonnées par l'évaporation. Sans cela, les vernis paraîtraient pulvérulens et non lisses et transparens (V. les *résines*).

L'alcool est souvent employé pour servir de véhicule aux médicamens et pour en conserver les principes. Il fait partie nécessaire des *alcoolats* et des *teintures*.

Les alcoolats sont formés d'alcool chargé de produits volatils par la distillation. Ces produits sont généralement des huiles volatiles : ils sont incolores et doués d'une odeur fragrante. On les prépare presque tous avec de l'alcool à 0,80. Pour l'eau de cologne on emploie de l'alcool à 0,86, et pour l'eau vulnéraire et l'élixir de Garus, on se sert d'alcool à 0,56.

On imite quelquefois les alcoolats en dissolvant des huiles volatiles dans de l'alcool. Lorsque l'on distille ces mélanges, ils diffèrent considérablement de ce qu'ils étaient avant cette opération, parce que les huiles essentielles ne jouissent pas toutes d'une volatilité égale ; ainsi il faut des proportions particulières pour obtenir des résultats comparables par la simple

dissolution et par la distillation. Dans le premier cas, il faut diminuer les huiles les moins volatiles, et les augmenter dans le second.

Les teintures sont préparées avec de l'alcool aux mêmes titres que pour les alcoolats. Le rapport de la quantité d'alcool à celle des substances médicamenteuses que l'on y ajoute, varie considérablement, selon la nature de ces dernières.

ACÉTATES.

Terres foliées, pyrolignites, acétites (1).

$\overline{C_4 H_3 \Delta O_4}$ = composés uni-métalliques.

Quelques acétates sont connus depuis fort long-temps, comme celui de cuivre, par exemple. Lorsqu'on les met en présence du sulfate hydrique, à une température convenablement élevée, ils développent des vapeurs d'acétate hydrique, reconnaissable à son odeur. Les acétates potassique et sodique résistent à une température fort élevée sans se décomposer; mais, avec la chaux ou la baryte, ils donnent du protocarbure d'hydrogène. Les acétates calcoïdiques, notamment le barytique, donnent un carbonate fixe et de l'acétone lorsqu'on les chauffe suffisamment. L'acétate cuprique donne de l'acétate hydrique par la simple distillation.

On prépare généralement les acétates en traitant directement les métaux (fer, zinc), les oxydes (plomb) ou les carbonates (potasse, soude, chaux, manganèse) par l'acétate hydrique jusqu'à saturation.

On peut les préparer encore facilement par double décomposition entre un sulfate soluble et l'acétate plombique, ou même l'acétate calcique (alumine, manganèse). Le *verdet* s'obtient par la réaction directe du cuivre, de l'acétate hydrique, de l'eau et de l'oxygène atmosphérique.

ACÉTATE HYDRIQUE. *Vinaigre radical, acide du vinaigre, acide acéteux* (1). Ce produit à l'état impur et sous le nom de *vinaigre* (vin-aigre), a été connu dans les temps les plus reculés; mais ce n'est que depuis que la chimie a fait des progrès que l'on a pu l'obtenir pur et concentré (monohydrique).

L'*acétate monohydrique*, qui porte aussi le nom d'*acide acétique cristallisable*, est liquide et incolore à la température ordinaire; mais il cristallise à une température moins élevée et peut rester ainsi jusqu'à + 17°. Il possède une odeur très

(1) Il existe aujourd'hui d'autres composés portant les noms d'acide acéteux et d'acétites (V. les *aldéhydates*).

vive, très pénétrante, qui n'est nullement désagréable quand elle est assez affaiblie. Son poids spécifique = 1,063 à + 15°. Il bout à + 120°. Le poids spécifique de sa vapeur, déterminé entre + 140 et + 150°, a été trouvé par divers expérimentateurs et par diverses méthodes entre 2,7 et 2,86. Le poids de la molécule ou du volume de cet acétate est, d'après cette série d'expériences le *tiers* de celui qui est représenté par cette formule $C_4H_4O_4$. M. Cahours a trouvé qu'à 100 ou 110 degrés au-dessus de son point d'ébullition, le poids spécifique de cet acide, toujours à l'état de fluide élastique, = 2,17 à 2,09, et qu'alors la formule $C_4H_4O_4$ représente 4 volumes, soient 4 molécules.

Ce fait paraît pouvoir être expliqué par l'isomérie, et il est probable que le passage d'un état moléculaire dans l'autre, doit être brusque, ou qu'il se fait à un point fixe de température; il est même bien certain que, dans cet état de choses, la vapeur *doit rendre latente une nouvelle quantité de chaleur*, et c'est là un nouveau, non encore signalé, que la transformation polymérique des gaz amène changement dans leur chaleur latente.

Lorsqu'on ajoute de l'eau à l'acétate équihydrique, le mélange se contracte, comme cela a lieu pour l'alcool, jusqu'à ce qu'on lui ait ajouté 2 équivalens d'eau. On a alors le composé $C_4H_3O_3$, 3 HO ou $C_4H_4O_4$, 2 HO. Le poids spécifique de ce mélange = 1,079. En augmentant la quantité d'eau jusqu'à 132 pour 100, le composé reprend son poids spécifique primitif, ou 1,063. L'aréométrie ne peut donc être employée seule pour déterminer la valeur de ce produit d'une manière assurée. La saturation par une dissolution titrée de carbonate sodique donne un moyen d'obtenir ce résultat avec exactitude dans toutes les circonstances.

Lorsque l'on fait passer la vapeur d'acétate hydrique dans un tube chauffé au rouge, elle se trouve changée en gaz carbonique, en eau et en *acétone*:

$$\underbrace{2\,(C_4H_4O_4)}_{\text{Acétate hydrique}} = \underbrace{C_6H_6O_2}_{\text{Acétone}} + \underbrace{2\,CO_2}_{\text{Acide carbonique.}} + \underbrace{2\,HO.}_{\text{Eau.}}$$

La vapeur d'acétate hydrique est inflammable à une température élevée et au contact de l'air.

Le chlore n'agit point sur l'acétate hydrique dans l'obscu-

à froid ; mais à la lumière solaire, il l'attaque sans chan-
n type et donne naissance au *chloracétate hydrique*
HO_4 (V. plus loin).
sulfate équihydrique n'a point d'action à froid sur l'a-
hydrique ; mais le mélange de ces deux corps noircit
'on le chauffe et il se dégage du gaz sulfureux. L'acide
ique anhydre à chaud réagit sur l'acétate hydrique, et
l'acide sulfacétique de M. Melsens. $C_4H_4O_4$, 2 S O_3,
. (*Ann. de ch. et de phys.* 3e série, t. x, p. 370).
cétate équihydrique jouit de la propriété très remar-
e de rester inactif en présence du carbonate calcique ;
qu'il l'attaque violemment si l'on y ajoute un peu

cétate hydrique est préparé par des procédés fort dif-
, selon les besoins et les circonstances. Pour les usages
os ordinaires on emploie le *vinaigre ;* lorsque l'on veut
oduit plus pur on se sert du *vinaigre distillé.* Pendant
emps on s'est servi du produit de la distillation de l'*acé-
uprique* qui était connu sous le nom de *vinaigre radi-*
Aujourd'hui on trouve dans le commerce le *vinaigre de
rat,* qui est un acétate hydrique dilué ; mais assez pur
eurs, que l'on obtient en distillant ensemble 10 parties
tate sodique cristallisé et 6 parties de sulfate hydri-
le produit a un poids spécifique de 1,035 lorsqu'il a été
é et que l'on a soustrait les premières parties qui sont
queuses ; 2 parties de ce produit en saturent 1 de carbo-
otassique sec (Liebig).
cétate équihydrique, cristallisable, peut être obtenu
fférens procédés ; celui qui mérite la préférence a été
é par M. Melsens. Ce procédé consiste à distiller l'a-
hydro-potassique $C_4H_4O_4$, $C_4H_3KO_4$: de l'acétate
que se dégage et il reste de l'acétate potassique, qui
être ramené à l'état d'acétate hydro-potassique par de
ate hydrique ordinaire et soumis de nouveau à la distil-
. Ce procédé est excellent et très économique, puisque
ate potassique peut servir indéfiniment. Les divers acé-
hydriques sont produits dans la fermentation acétique
r la distillation du bois (V. l'appendice de la *Chimie or-
ique*). On en obtient encore à l'état de vinaigre par l'o-
tion de l'alcool, en suivant le procédé de MM. Wagemann

et Schutzenbach. Ce procédé consiste à préparer de l' à 0,12 ou 0,15 auquel on ajoute 1 millième de levure d ou de miel ordinaire. Ce mélange est porté à la tempé de + 24 à + 28° et on le fait couler très lentement d tonneau rempli de copeaux de hêtres. Ce tonneau est de trous sur les côtés, à la partie supérieure ainsi qu'à la inférieure, afin qu'il s'y établisse facilement un courant L'oxygène de l'air est absorbé assez rapidement et la te ture de l'appareil s'élève jusqu'à environ + 40°. La l qui s'écoule par la partie inférieure du tonneau est r à la partie supérieure jusqu'à 3 et 4 fois; c'est alors seu que tout l'alcool est transformé en acétate hydrique.

L'opération serait beaucoup facilitée si l'on emploj lement un appareil à cascade dans lequel le mélange alc passerait successivement dans 4 tonneaux où il abs l'oxygène. Avec un appareil de cette nature, il faudrait l'alcool beaucoup plus haut; mais on n'aurait pas be remonter le vinaigre, et le produit ne se refroidirait p les réservoirs inférieurs. Une espèce de vis d'Archimèd long plan incliné où l'on ferait circuler de l'air chaud inverse de l'alcool, c'est-à-dire de bas en haut, offrirait de grands avantages.

ACÉTATE SOUS-ALUMINIQUE. — *Acétate et acétite d'a*

$C_4H_3 \frac{2\ Al}{3} O_4$. Ce sel est incolore, incristallisable, et d veur fort astringente; il est décomposé par la chaleur nant de l'acétate hydrique qui, distille, et un sel basiq fixe. Lorsque l'on chauffe sa dissolution en présence dess lins, elle se trouble et abandonne un précipité de sel l Ce sel est employé pour mordancer les tissus et les pr la teinture; il sert principalement pour les roses de

L'acétate sous-aluminique est préparé par double position de l'alun ordinaire, ou du sulfate sous-alun qui existe aujourd'hui très abondamment dans le co et de l'acétate plombique. 120 parties de ce sel en exi d'alun : il se fait du sulfate plombique que l'on sé décantation. Il est de la plus haute importance de fai un courant de sulfure hydrique dans la dissolutio pour chasser les dernières portions de plomb, et de bouillir ensuite pour chasser l'excès de sulfure h

s cette attention on ne peut obtenir des couleurs vives.

CÉTATE FERRIQUE. — *Acétate et acétite de fer.* $C_4H_3FeO_4$. Ce composé est cristallisable en aiguilles soyeuses d'un clair ; il est très soluble dans l'eau et absorbe l'oxygène l'air, comme tous les sels du même ordre. On l'obtient dissolvant le fer dans le vinaigre distillé ou dans un acétate rique dilué quelconque. La dissolution est mise en contact de la craie dans un flacon bouché, puis décantée dans une que et évaporée sans désemparer. La cornue est bouchée sitôt que l'évaporation a cessé. Les cristaux sont séparés eaux-mères et introduits immédiatement dans un flacon l'on bouche bien. Si le sel ne devait point être soumis à la stallisation, on ne pourrait le traiter par la craie, dans l'in-tion d'en séparer le sesqui-oxyde ferrique ; car cela entraî-ait de la chaux dans la dissolution. Ce composé est employé médecine et en teinture.

ACÉTATE SOUS-FERRIQUE. — *Acétate de per-oxyde de fer.* $C_4H_3\frac{2Fe}{3}O_4$. On obtient ce produit à l'état liquide en dissol-nt l'hydrate sous-ferrique dans l'acétate hydrique ; sa disso-tion se trouble par la chaleur et on le décompose lorsqu'on dessèche à une température trop élevée ; il abandonne de cétate hydrique et donne un acétate basique. Il est employé médecine et en teinture comme le précédent.

On prépare une espèce d'acétate de fer en exposant de la raille au contact du vinaigre et de l'air (cuve au noir). Ce oduit est employé pour noircir le cuir tanné, dans la tein-re en noir et pour teindre en noir d'ébène les bois astrin-ts, tels que le noyer.

L'acétate ainsi obtenu, correspond à un oxyde de fer inter-diaire, soit Fe_3O_4, soit au bleu de prusse Fe_7Cy_9.

ACÉTATE MANGANIQUE. $C_4H_5\overline{Mn}O_4$. Ce composé est solide, c, cristallisable, soluble dans 35 parties d'eau et dans l'al-ol ; on l'obtient en dissolvant le carbonate manganique dans cétate hydrique. On en peut avoir d'impur par double dé-mposition entre l'acétate plombique ou l'acétate calcique et sulfate manganique. Il faut faire passer un courant de sul-re hydrique dans la dissolution du premier sel pour séparer plomb qu'il pourrait retenir ; le second retient un peu de haux qui ne peut nuire pour son emploi ordinaire, qui est

la teinture : il donne une couleur bois sur baptiste pa garançage.

ACÉTATE COBALTIQUE. $C_4H_3CoO_4$. Ce sel peut être paré en dissolvant le carbonate cobaltique dans l'acétate drique. Sa dissolution mêlée avec du chlorure sodique, do une encre sympathique, invisible à froid, qui devient bl par la chaleur; cela est dû à une déshydratation (V. t p. 103).

ACÉTATE CUPRIQUE. — *Verdet, cristaux de Vénus.* C Cu O_4, HO. Ce sel est en beaux cristaux, d'un centim cube environ, d'un vert bleu très foncé, presque noir, a la forme de prismes obliques. Lorsqu'on le chauffe il dé pite et brûle avec flamme. Soumis à la distillation il d de l'eau, de l'acétone, de l'acétate hydrique et divers Il est soluble dans 5 fois son poids d'eau bouillante, m soluble dans l'eau froide, et un peu soluble dans l'al C'est de ce sel que l'on a extrait pendant long-temps, l'ac hydrique, le plus concentré; il portait le nom de *vin radical*. On en obtient environ 0,48. C'est en chauffant la solution de ce sel avec du sucre, que l'on obtient l'oxyde b prique. Au-dessous de + 8°, la dissolution d'acétate cup donne des cristaux contenant 5 équivalens d'eau; à + ces cristaux perdent 4 équivalens d'eau et retournent composition du verdet.

Le résidu fixe est du cuivre presque pur, très divisé, brûle au contact de l'air quand on y met le feu; aussi fa boucher la cornue aussitôt que la distillation est termi si l'on ne veut pas qu'il s'oxyde.

On fait le verdet en dissolvant le *vert-de-gris* dans le vina ou dans de l'acétate hydrique dilué, d'une origine quel que, et en soumettant la liqueur à la cristallisation. On encore obtenir ce sel par double décomposition entre l'acé plombique et même l'acétate calcique et le sulfate cupriq tous deux dissous.

Le verdet et le tartrate hydropotassique paraissent ré l'un sur l'autre de manière à donner un produit incris lisé, d'un très beau vert bleuâtre. Si l'on y joint un de gomme, on a le *vert d'eau* qui sert pour le lavis plans.

Vert-de-gris. $C_4H_3CuO_4$, CuO.... $6HO$... Ce composé une masse amorphe d'un bleu verdâtre. Il est soluble le vinaigre ; mais il ne se dissout qu'en partie dans eau, qui le décompose en *acétate sesqui-basique et en acétate basique.*

On prépare le vert-de-gris dans le midi de la France, principalement à Montpellier, en mettant en contact des lames de cuivre et du marc de raisin, de manière à ménager l'accès de l'air dans la masse. Il se produit de l'acétate hydrique dans le marc de raisin; cet acétate attaque le cuivre qui s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'air. Lorsque les lames métalliques sont fortement attaquées on les retire, on les humecte et on les expose à l'air; c'est alors seulement que le produit se termine. On racle ensuite les plaques pour le recueillir, on l'humecte avec du vinaigre et on le met en masses.

Acétate sesqui-basique. $2(C_4H_3CuO_4)$, CuO... $6HO$... Ce produit vient de la dissolution de la partie soluble du vert-de-gris par l'eau tiède. Il est amorphe ou cristallisé en petites écailles ; sa couleur est le bleu pâle. Chauffé à $+$ 100°, il perd 3 équivalens d'eau, il est peu soluble dans l'eau froide et insoluble dans l'alcool qui le précipite de sa dissolution.

Acétate tribasique. $2(C_4H_3CuO_4)$ $4CuO$... 3 aq. Produit une couleur vert clair. C'est le résidu du lavage du vert-de-gris ; on l'obtient encore en mettant en présence l'hydrate et l'acétate cupriques. Il ne perd point d'eau à $+$ 100°.

Lorsque l'on fait bouillir l'un des trois composés précédens avec de l'eau, il finit par donner un résidu brun, noircissant par la dessiccation, qui est un acétate polybasique, selon Berzélius qui l'a découvert ainsi que les deux produits précédens.

Le vert de *Schweinfurt* ou de *Vienne*, qui est employé en peinture, est préparé avec le vert-de-gris et l'acide arsénieux. Pour cette opération on délaie 10 parties de vert-de-gris dans l'eau, à environ 60°, on passe la liqueur au travers d'un tamis de soie et on la verse dans une dissolution de 8 parties d'acide arsénieux dans 100 parties d'eau bouillante. Après 24 heures de repos on recueille le produit qui s'est déposé, on le dessèche et on le conserve.

ACÉTATE CALCIQUE. $C_4H_3CaO_4$... Aq. Ce composé est

cristallisable en petites aiguilles, l'eau en dissout une pe... quantité. Il fond à la température de l'eau bouillante. C... jusqu'à + 120° et frotté dans l'obscurité il devient lumi... On le prépare sur une grande échelle, mais très impur, ... la fabrication de l'acétate hydrique. On l'obtient directe... en saturant par la craie l'acétate hydrique provenant d... distillation du bois.

ACÉTATE BARYTIQUE. $C_4H_3BaO_4$, 1 et 3 HO. Ce sel ... incolore et cristallisable en prismes obliques; au-dessus de ... 15° il ne retient qu'un équivalent d'eau: au-dessous de ... température il en retient 3. Si l'on distille ce sel après l'a... desséché, il se transforme nettement en carbonate baryti... fixe, et en acétone, volatile. Il est employé comme réactif p... reconnaître les sulfates.

L'*acétate strontique* cristallisé au-dessous de + 15°, ret... 4 équivalens d'eau, au-dessous de cette te...pérature il n... conserve qu'un demi.

ACÉTATE PLOMBIQUE. — *Sel ou sucre de saturne*, *acétate ... plomb*, *pyrolignite de plomb*; lorsqu'il est préparé avec l'a... de la distillation du bois, $C_4H_3PbO_4$... 3 HO. Lorsque ... composé est cristallisé, il contient 3 équivalens d'eau; il ... alors en prismes incolores; sa saveur est styptique et sucr... de là le nom de sucre de saturne qui lui a été donné très a... ciennement. Lorsqu'on le chauffe il fond à 57° 5 et peut p... dre toute l'eau qu'il renferme; alors il passe à l'état solide. ... l'on élève davantage la température, il fond de nouveau, p... de l'acide carbonique et abandonne de l'acétone. Lorsque ... tiers de l'acide est ainsi décomposé, le produit se solidifie t... à-coup et se trouve transformé en *acétate sesqui-basi...* $2(C_4H_3PbO_4)PbO$. L'acétate équi-basique cristallisé ... soluble dans une fois et demie son poids d'eau à la temp... ture ordinaire, et dans 8 fois son poids d'alcool. Sa disso... tion est en partie décomposée par un courant de gaz carboni... qui précipite 0,5468 de carbonate plombique représen... 0,4565 parties d'oxyde et n'en laisse par conséquent que 0,1... en dissolution.

L'acétate plombique est très vénéneux. A faible dose il ... employé en médecine, principalement contre les sueurs n... turnes des phthisiques. M. Serres en a fait usage contre ... mouvement péristaltique trop prononcé des intestins. L...

cipal usage de ce sel est dans la teinture; on l'emploie très grande quantité pour faire de l'acétate sous alumine.

On prépare l'azotate plombique en dissolvant la litharge vérisée dans l'acétate hydrique dilué et soumettant la dission à la cristallisation. Comme la litharge contient sout du cuivre et qu'il s'en dissout une partie, on le précipite des lames de plomb immergées dans la liqueur.

On prépare encore l'acétate plombique en opérant sur le mb, afin d'éviter la présence du cuivre. Pour cela on réit ce métal en lames en le coulant en nappe sur une surface tallique qui passe rapidement sous le jet de plomb liquide. s lames sont mises en contact avec l'acétate hydrique et l'air nosphérique. Il se forme de la céruse que l'on dissout à sure dans la liqueur acide.

L'acétate plombo - biplombique, ou tribasique, portait ciennement *le nom d'extrait de saturne.* — Il est sous me d'eau liquide sirupeux, incolore. Lorsqu'on l'évapore ttement, il peut cependant cristalliser en prismes fins et dés comme de la soie. Sa dissolution absorbe facilement le z carbonique de l'air, et donne du carbonate plombique. procédé de cette nature a été indiqué par M. le baron Thérd pour la préparation de la céruse (V. t. II, p. 187). L'exit de saturne est employé en médecine : on s'en sert unieement à l'extérieur, dans le traitement des foulures, des atusions et des fractures; quelquefois on l'emploie cependt en injections dans le canal de l'urèthre et dans les conduits uleux. Pour ces divers usages, on l'étend de beaucoup au. A moins d'employer de l'eau distillée, entièrement ivée d'acide carbonique, la liqueur blanchit aussitôt et forme *au blanche*, l'*eau végéto-minérale* ou l'*eau de Goulard* (1). On prépare ce produit en dissolvant la litharge en poudre ne dans une dissolution aqueuse d'acétate plombique. Le de des médicamens prescrit pour cela 3 parties d'acétate istallisé, 1 de litharge en poudre fine, et 9 d'eau distillée. n opère à une température de 80° environ, en agitant conuellement avec une spatule de bois ou de cuivre; on rap-

(1) V. *Traité sur les effets et les préparations de plomb, et principalement sur l'extrait de saturne*, etc., par M. Goulard, Pezenas, 1760. 2 v. in-12.

proche la liqueur jusqu'à ce qu'elle marque 30° Beaum
1,263 de poids spécifique; on filtre, et l'on conserve le pr
dans des flacons bien bouchés.

En ajoutant de l'ammoniaque à une dissolution con
trée d'acétate neutre, on obtient un précipité d'acétate
basique. En versant une dissolution d'acétate équi on
plombique dans de l'ammoniaque liquide, on obtient l'ac
sé-plombique, $C_4 H_3 Pb O_4$ 5 Pb O. Ce produit est blanc, pe
luble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillant
l'abandonne en cristaux ressemblant à des barbes de pl

ACÉTATE POTASSIQUE, *acétate et acétite de potasse, terr
liée végétale, et terre foliée de tartre.* $C_4 H_3 K O_4$.—Ce com
est solide, blanc, cristallisé en longs prismes aiguillés
saveur est piquante, fraîche et légèrement salée. Il est
nemment hygroscopique; aussi l'eau le dissout-elle en qu
tité considérable; l'alcool le dissout également bien. I
employé en médecine comme un puissant diurétique. O
prépare en saturant le vinaigre *distillé*, et plutôt encor
vinaigre de Mollerat par le carbonate potassique bien bl
La liqueur est ensuite évaporée, et l'on a soin d'y ajoute
peu d'acétate hydrique sur la fin. On ne peut faire crista
convenablement l'acétate potassique que dans une étuv
produit doit être serré *rapidement* dans des vases bou
bien; car son extrême division, et sa grande affinité pour
font qu'il se résout presque immédiatement en liqueu
l'absorption de l'humidité atmosphérique.

En dissolvant l'acétate potassique dans de l'acétate l
que, évaporant la liqueur et la soumettant à la cristalli
on obtient de l'acétate hydropotassique $C_4 H_3 \frac{H}{K} O_4$ q
employé pour préparer l'acétate équihydrique cristall

ACÉTATE AMMONIQUE. — *Esprit de Minderer.* $C_4 H_3 (Az$
—Ce produit est usité en médecine. On ne le prépare
qu'à l'état liquide, en saturant du vinaigre distillé à
l'aéromètre de Baumé, par du sesquicarbonate ammoniq
liqueur marque environ 5° après la saturation. 1,000
de vinaigre en exigent 60 à 70 de carbonate ammonique
des médicamens).

On peut obtenir de l'acétate ammonique solide, en
rant l'acétate hydrique cristallisable par du gaz amm

Le produit est inodore; il se dissout facilement dans l'eau et dans l'alcool.

En distillant un mélange de parties égales d'acétate potassique et de chlorure ammonique, à une température aussi basse que possible, on obtient l'acétate acide d'ammoniaque cristallisée en aiguilles radiées.

ACÉTATE SODIQUE. — *Terre foliée minérale.* $C_4H_5NaO_4$, $6HO$. — Ce composé cristallise facilement en beaux prismes obliques à bases rhomboïdales. Sa saveur est fraîche et légèrement salée. Lorsqu'on le chauffe, il éprouve d'abord la *fusion aqueuse*. Après qu'il est devenu anhydre, il peut éprouver la fusion ignée et supporter la température rouge sans se décomposer. A la température ordinaire, l'eau en dissout le tiers de son poids, et l'alcool le cinquième.

On peut préparer l'acétate sodique en saturant l'acétate hydrique par le carbonate hydrique; mais dans les arts on fait ce produit sur une très grande échelle pour préparer le vinaigre de Mollerat, en décomposant l'acétate calcique par le sulfate sodique dissous. L'acétate calcique est d'abord formé en saturant le produit brut de la distillation du bois par la craie. La grande stabilité de l'acétate sodique, à une température élevée, permet de le chauffer fortement et de chasser le goudron qui l'accompagne. On le dissout alors dans l'eau et on le soumet à la cristallisation. Si on ne l'obtient point assez pur en opérant ainsi, on le soumet à de nouvelles cristallisations.

ACÉTATES MERCURIQUES. — Il existe deux de ces sels, l'*acétate mercurique* et l'*acétate hemi-mercurique*. Ils ont été peu étudiés, quoique l'on connaisse le deuxième depuis fort long-temps et qu'il ait joué un rôle important dans certaines opérations alchimiques. L'acétate équimercurique s'obtient en saturant l'acétate hydrique bouillant par le corbonate équimercurique. Il cristallise par le refroidissement, sous forme de petites lamelles nacrées qui noircissent fortement à la lumière; il ne se dissout que dans 332 parties d'eau à environ + 15°.

L'*acétate hemi-mercurique* portait anciennement le nom de *terre foliée mercurielle*. On l'obtient en dissolvant le bioxyde mercurique dans l'acétate hydrique et en évaporant la dissolution dans une étuve pour le faire cristalliser. Il est en lamelles nacrées. L'eau froide en dissout le quart de son poids; l'eau bouillante le décompose. L'alcool en dissout 0,056. Lorsque

l'acétate hydrique contient du formiate hydrique, une partie de l'oxyde mercurique est réduite totalement ou partiellement dans l'opération.

L'acétate hémi-mercurique était employé dans la préparation des dragées de Kayser.

CHLORACÉTATES.

Les chloracétates ont été découverts par M. Dumas. Ils dérivent tous du chloracétate hydrique que l'on obtient en faisant réagir le chlore sur l'acétate hydrique cristallisable, sous l'influence de la lumière. L'opération se fait facilement dans de grands flacons remplis de chlore, où l'on verse 0,19 d'acétate hydrique pour chaque litre de capacité. Après un jour d'exposition au soleil, les parois des flacons se tapissent de lamelles rhomboïdales, qui sont le chloracétate hydrique. Les flacons sont lavés avec un peu d'eau distillée pour dissoudre le composé solide et la liqueur est soumise à l'évaporation dans le vide en présence du sulfate hydrique et de l'oxyde hydro-potassique. La liqueur contient du chlorure, de l'acétate, de l'oxalate et du chloracétate hydriques. Le chlorure hydrique est absorbé par la potasse; l'oxalate hydrique cristallise et on le sépare. En reprenant la liqueur dans les mêmes circonstances, elle abandonne des cristaux de chloracétate hydrique que l'on recueille et que l'on dessèche dans le vide sur du papier à filtrer. Pour le purifier complétement et quelquefois même pour le faire cristalliser, on est obligé de le distiller sur du phosphure hydrique.

Le *chloracétate hydrique* (*acide chloracétique*, Dumas) est solide, incolore, cristallisé en lames rhomboïdales. Il répand des vapeurs d'une odeur suffocante, insupportable. Il attaque fortement la peau et la détruit. Son poids spécifique = 1,617; son point de fusion est à + 46°; son point de solidification est à + 41°; il bout entre + 195 et + 200°. Le poids spécifique de sa vapeur = 5,3.

Lorqu'il est dissous, il rougit le tournesol. Il sature les bases comme les sels hydriques ordinaires. Le sulfate hydrique le décompose en partie en oxyde de carbone, acide carbonique, eau, chlorure hydrique et sans doute encore en quelques autres produits indéterminés. On connaît les *chloracétates potassique, ammonique et argentique*. Ils sont inusités.

ALDÉHYDE.

Hydrate d'oxyde d'acétyle, acétite normal.

$$C_4H_4O_2 = 4 \text{ vol.} = 44 = 55o.$$

L'aldéhyde a été isolé par M. Liebig. Il est liquide, incolore, très fluide; il possède une odeur vive et suffocante. Son poids spécifique = 0,790 à + 18°; il bout à + 21°8. Le poids spécifique de sa vapeur = 1,532. Il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther ordinaire. Il absorbe l'oxygène de l'air et se trouve transformé en acétate hydrique. Le noir de platine rend cette action beaucoup plus rapide. Les corps oxygénés, en général, agissent de même. Il est combustible

et brûle avec une flamme peu éclatante. Le chlore et le brôme le transforment en *aldéhydes chloré* et *bromé*. Mis en présence de l'hydrate potassique, il brunit et donne naissance à une matière visqueuse, qui le surnage et que l'on nomme *résine d'aldéhyde*. Chauffé avec l'oxyde d'argent, il le réduit en partie en donnant de l'aldéhyde argentique (acétite ou acétol argentique). Mêlé avec un peu d'ammoniaque et une quantité suffisante de dissolution d'azotate argentique pour faire disparaître la réaction alcaline de la liqueur, de l'argent est réduit. Dans ces deux réactions, l'argent tapisse les parois du vase qui le renferme, de manière à le rendre miroitant.

A la température 0°, l'aldéhyde se transforme en deux produits isomères : un produit est solide, cristallisé, en longs prismes, fusible à + 2° et ne bout qu'à + 94°. Ce produit est beaucoup moins odorant que l'aldéhyde. Le poids spécifique de sa vapeur = 4,457, ou le triple de celui de l'aldéhyde. La formule de ce corps est donc $C_{12} H_{12} O_6$; M. Fehling qui l'a découvert le nomme *élaldéhyde*.

Lorsque l'on conserve l'aldéhyde à la température ordinaire, il donne des cristaux prismatiques à bases carrées, très friables, qui se volatilisent à + 120° sans entrer en fusion sous la pression de l'atmosphère. Ce corps est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool. Il a la même composition que l'aldéhyde, et peut s'y rattacher par l'isomérie quadruple : il est donc $C_{16} H_{16} O_8$. M. Liebig, qui l'a observé le premier, le nomme *métaldéhyde*.

ACÉTITES.

Acide lampique, lampate, acides aldéhydique et aldéhydates.

$C_4 H_4 O_3$.

Lorsque l'on fait chauffer de l'aldéhyde avec de l'oxyde d'argent, ainsi que cela vient d'être dit, une partie de l'argent est réduite tandis que l'autre se dissout pour former de l'acétate argentique. M. Liebig fait remarquer fort judicieusement que, si l'on précipite par la baryte tout l'oxyde de l'argent du nouveau sel et que, si l'on entretient la liqueur en ébullition, en présence de cet oxyde, il se réduit complétement en argent métallique, et que l'on obtient de l'acétite barytique en dissolution. Cela prouve évidemment deux choses : que les acétites sont plus oxygénés que l'aldéhyde, puisqu'ils empruntent de l'oxygène à l'oxyde d'argent, et que l'oxygène abandonné par l'oxyde d'argent précipité par la baryte suffit exactement pour transformer les acétites en acétates. La théorie des proportions chimiques permet d'admettre que les réactions se passent ainsi :

1°... $\underbrace{C_4 H_4 O_2}_{\text{Aldéhyde.}} + \underbrace{2\,Ag\,O}_{\text{Oxyde argent.}} = \underbrace{\overline{C_4 H_3 Ag O_3}}_{\text{Acétite argent.}} + Ag + HO.$

2°... $\underbrace{\overline{C_4 H_3 Ag O_3}}_{\text{Acétite argentique.}} + \underbrace{Ba\,O}_{\text{Baryte.}} = \underbrace{\overline{C_4 H_3 Ba O_3}}_{\text{Acétite barytique.}} + \underbrace{Ag\,O}_{\text{Oxyde argentique.}}$

3°... $\underbrace{\overline{C_4 H_3 Ba O_3}}_{\text{Acétate barytique}} + \underbrace{Ag\,O}_{\text{Oxyde argentique.}} = \underbrace{\overline{C_4 H_3 Ba O_4}}_{\text{Acétate barytique.}} + Ag.$

M. Gerhardt, *Traité de chimie*, t. 1, p. 442, combat l'opinion de M. Liebig, et admet que les acétites ne seraient rien autre chose que des composés équivalens de l'aldéhyde dans lequel 1 équivalent d'hydrogène se trouverait remplacé par 1 équivalent d'un autre métal. En un mot, que dans les acétites, il y a 2 atom 3 équivalens d'oxygène. Cette dernière opinion n'est pas fondée, car elle ne rend point compte de la réduction partielle de l'oxyde argentique dans la premier opération. Dans la réaction soupçonnée par M. Gerhardt, il n'y a que la moitié du produit qui passe à l'état d'acétate; dans la réaction étudiée par M. Liebig, tout le produit se transforme en acétate.

Les aldéhydates se distinguent des acétates en ce qu'ils réduisent les oxyde de mercure et d'argent par l'ébullition; ils se distinguent des formiates en ce qu'ils ne donnent point d'acide carbonique dans cette circonstance.

L'aldéhydate hydrique fait probablement partie de l'*acide lampique*, ou des produits de la combustion de la lampe sans flamme (V. p. 525 de ce vol.).

ÉTHERS.

Zyméthers.

Les éthers dérivés de l'alcool sont les plus anciennement connus, les plus nombreux et les plus importans sous les points de vue de leur utilité et des études remarquables auxquelles ils ont donné lieu. L'éther proprement dit est le type d'un grand nombre de composés équivalens, et il peut donner naissance à une foule d'*éthers composés*.

Éthers simples.

ZYMÉTHER. — *Oleum vitrioli dulce* (1), *éther*, *éther vitrio-lique*, *éther sulfurique*, *éther hydratique*, Chevr. *éther hydrique*, Th. $C_8 H_{10} O_2 = 4$ vol. $= 74 = 911,5$. Cet éther a été signalé en 1544 dans la pharmacopée de Valerius Cordus. Il le faisait en distillant un mélange de parties égales d'alcool et d'huile de vitriol, après 3 mois de digestion; Glauber le préparait avec l'alcool et le chlorure de zinc (huile de sel concentrée avec la pierre calaminaire). Plus tard, en 1729, la préparation de ce produit fut rappelée par Frobenius, et presque en même temps par Godfreg Hanck-witz; mais ce n'est qu'en 1734 que M. Grosse parvint à le faire

(1) Le synonyme *Oleum vitrioli dulce*, ou l'*acide sulfurique dulcifié* ou l'*eau de Rabel* appartient aussi un mélange de 1 partie d'acide sulfurique ordinaire et 2 parties d'alcool. On a encore donné anciennement le nom d'*huile douce de vitriol* à l'*huile douce de vin* que l'on obtient sur la fin de la préparation de l'éther.

ez facilement en France. Rouelle le fit ensuite sur une helle beaucoup plus considérable. L'extrême volatilité de ther était la seule cause qui s'opposât à ce que l'on pût btenir facilement; car il s'en perdait une grande partie pen- nt sa préparation.

Le zyméther est un liquide incolore, d'une extrême fluidité, ne odeur vive, pénétrante, agréable; sa saveur est chaude piquante; son poids spécifique varie rapidement avec la npérature; à + 12°5, il est de 0,7237; à + 20°, il est 0,7154 et de 0,7115 à + 24°; son indice de réfraction = 35e; son pouvoir dispersif = 0,037; la différence des dices des rayons extrêmes = 0,022. Il est très volatil et out à + 35°, 5 sur la pression de 0,m760; le poids spécifique sa vapeur = 2,586. Un volume de cette vapeur contient 4 olumes de vapeur de carbone, 5 volumes d'hydrogène et 1/2 olume d'oxygène = $\frac{C_4 H_5 O}{2}$. M. Gay-Lussac, qui a déter- iné le poids spécifique de cette vapeur, fait remarquer l'elle peut être représentée par 1 volume de vapeur d'eau 2 volumes de bicarbure d'hydrogène, condensés en 1 olume = $\frac{HO}{2} + 2\,CH$.

L'éther, en s'évaporant sous l'influence d'un courant d'air, oduit un abaissement de température considérable, à cause la chaleur que sa vapeur rend latente. On profite de cette opriété pour remplacer la glace lorsque l'on a l'intention de froidir la tête d'une personne malade. Pour cela on en pand une petite quantité sur la région temporale ou fron- le, selon l'indication, et on souffle dessus pour produire e évaporation rapide. Il faut éviter la présence d'une lumière rsque l'on fait cette opération.

La vapeur de l'éther est décomposée lorsqu'on la fait passer ans un tube incandescent; selon M. Saussure, elle donne ans cette circonstance un mélange de carbure d'hydrogène et 'oxyde de carbone, une matière huileuse, du goudron et une ible quantité de charbon, 1/391e. Selon M. Liebig, et, sans loute à une température moins élevée, il donne de l'aldé- yde, du gaz oléfiant et du gaz du marais, ce dont on se ren- drait compte par l'équation suivante:

$$\underbrace{C_8 H_{10} O_2}_{\text{Zyméther.}} = \underbrace{C_4 H_4 O_2}_{\text{Aldéhyde.}} + \underbrace{C_2 H_2}_{\text{Bicarb. hyd.}} + \underbrace{C_2 H_4}_{\text{Gaz des marais.}}$$

Le zyméther est très inflammable, et comme il est aussi très volatil, il est fort dangereux de le transvaser dans le voisinage d'un corps enflammée. Lorsqu'au dessus de la mèche d'une lampe alimenté avec de l'éther, on suspend un fil de platine bien net et chauffé au rouge sombre, il devient lumineux et se conserve dans cet état tant que la vapeur d'éther reste en contact avec lui, et il donne ainsi tous les produits de la *lampe sans flamme:* de l'acétate, du formiate et de l'aldéhydate hydriques. Cet éther absorbe l'oxygène de l'air, donne naissance à de l'éther acétique et facilement à de l'acétate hydrique; aussi est-il convenable de le conserver dans des flacons qui en sont complétement remplis.

10 parties d'eau dissolvent une partie d'éther, et 36 parties de ce liquide dissolvent une partie d'eau.

La plupart des composés hydriques s'unissent à l'éther, surtout lorsque ce corps est à l'état naissant, et il en résulte des *éthers salins* (sal-éthers) dont il va bientôt être question. Les oxydes calcique et barytique sont sans action à la température ordinaire lorsque le produit est bien sec; mais lorsqu'il contient de l'eau et qu'il a le contact de l'air, il s'altère lentement et prend une couleur brune. Il paraît qu'il se forme de l'acétate et du formiate de la base qui est en contact avec l'air. Lorsque l'on rectifie l'éther en le distillant sur la chaux et en opérant sur une quantité assez considérable, on obtient un produit oléagineux, auquel on a donné le nom d'*huile douce de vin légère*. Ce produit, après avoir été lavé avec de l'éther, desséché par le chlorure calcique et mis en contact avec le potassium, a un poids spécifique = 0,897 à + 17°; il bout à 285° et le poids spécifique de sa vapeur = 9,5285 = $C_{10} H_8$ = 1 vol. M. Regnault qui a fait une étude spéciale de ce produit, a reconnu qu'il était identique avec le *pétrolène* de M. Boussingault (*Ann. de ch. et de phys.* t. 71, p. 411). Dans la préparation de l'éther on obtient d'autres produits qui portent le nom d'huile douce de vin légère.

L'action du chlore sur l'éther et sur les différens composés qu'il forme, a été l'objet d'une étude approfondie de la part de plusieurs chimistes. Cette étude sera reportée à la

in de l'histoire de ces corps, afin de ne pas la scinder.

Le zyméther dissout facilement le brôme et l'iode ; mais ces corps l'altèrent en peu de temps, surtout sous l'influence de la lumière. Il dissout 1/80e de son poids de soufre et 1/37e de phosphore. Il dissout l'acide chloro-mercurique, l'acide chlor-aurique, le sesqui-chlorure de fer, et le chlorure de zinc. Il dissout très facilement le camphre et s'unit à la plupart des essences. Il dissout également des résins, des corps gras, des *acides gras*, plusieurs alcaloïdes et des sels alcaloïdiques.

Pour préparer une petite quantité de zyméther, il suffit de soumettre à la distillation un mélange de parties pondérales égales, de sulfate hydrique et d'alcool, dans un appareil ordinaire. On réussit facilement pourvu qu'on ait soin de bien rafraîchir le récipient et d'arrêter l'opération lorsque le mélange contenu dans la cornue devient noir et surtout lorsqu'il se dégage des vapeurs blanches permanentes. On obtient ainsi de l'éther mélangé d'alcool, et sur la fin de l'opération, il se dégage du gaz sulfureux, du bicarbure d'hydrogène, de l'oxyde de carbone de l'acide carbonique, des huiles de vin pesantes (sulfate d'éther) et légère (carbure d'hydrogène) (1).

---

(1) L'huile de vin légère comprend deux produits : un liquide et un solide. Ce produit peut être séparé par l'eau qui ne peut le dissoudre. Si on le soumet à une basse température pendant quelques jours, il s'y dépose une matière solide, cristalline que l'on sépare par décantation et en la pressant dans du papier à filtrer. On donne actuellement le nom d'*éthérole* à la partie liquide et celui d'*éthérine* à la partie solide.

L'éthérole est liquide, oléagineuse, incolore ; son poids spécifique = 0,917 ; elle bout à + 280°. Refroidie à — 25°, elle devient visqueuse et se solidifie à — 35°. Elle est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool ordinaire, plus soluble dans l'alcool absolu et très soluble dans l'éther ; elle se dissout également dans le sulfate hydrique ; mais le composé qu'ils forment ainsi est détruit par l'eau. L'acide sulfurique anhydre le dissout également en brunissant et donne ainsi un produit analogue à l'*acide éthionique* (V. *éthers salins*).

L'éthérole est un carbure hydrique du prototype CH, dont on ne connaît pas le mode de condensation.

L'éthérine purifiée par plusieurs cristallisations dans le zyméther est en aiguilles cristallines, d'un grand éclat, inodores, friables et croquant sous la dent. Son poids spécifique = 0,980, elle fond à + 110° et bout à + 260°. Ce produit est encore un carbure du prototype CH. M. Gerhardt émet l'opinion que l'éthérine ayant à-peu-près le même point de fusion que le *cétène*, pourrait bien être identique avec lui. Cependant, il faut dire que le cétène fond à + 275°.

M. Masson, en distillant de l'alcool avec du chlorure de zinc, a obtenu encore un autre carbure hydrique, qui bout à + 30°.

L'éther obtenu par le procédé qui vient d'être décrit est très impur. Pour le purifier il est important de le mettre en contact avec une dissolution de potasse à la chaux, ou au moins avec un lait de chaux et de le redistiller à la plus basse température possible. L'acide sulfureux s'unit à la potasse ou à la chaux, et la majeure partie de l'alcool et de l'*huile douce de vin*, restent dans la cornue. Pour purifier complétement l'éther, il est indispensable de le dissoudre entièrement dans l'eau. On en sépare facilement ainsi l'huile douce de vin légère qui ne peut s'y dissoudre, on les sépare par décantation à l'aide d'un entonnoir et l'on distille de nouveau en élevant la température le moins possible. L'éther est ensuite mis en contact avec du chlorure calcique pour le priver d'eau, et distillé encore une fois.

Pour préparer l'éther en grand, on emploie un procédé beaucoup plus économique, qui est fondé sur ce que le sulfate-hydrique peut éthérifier une quantité illimitée d'alcool pourvu qu'on l'emploie convenablement. Pour pratiquer ce procédé, il faut faire un mélange qui contienne 10 parties de sulfate hydrique, 2 parties d'eau et 5 parties d'alcool anhydre. Pour cela on tient compte de l'eau contenue dans l'alcool dont on peut disposer, au moyen de l'alcoomètre. Ce mélange est introduit dans une cornue munie d'un réfrigérant et d'un récipient, et l'on procède à la distillation. Lorsque la température s'est élevée jusqu'à 140° on fait arriver de l'alcool dans la cornue de manière à l'entretenir à cette température, sans qu'elle puisse s'élever beaucoup plus. A mesure que l'alcool arrive dans la cornue, il s'unit au sulfate hydrique pour former de l'acide sulfovinique et ce produit est immédiatement détruit par la chaleur. Le produit qui distille forme deux couches : une supérieure, composée d'éther saturé d'eau et contenant un peu d'alcool, une inférieure d'eau, saturée d'éther et contenant aussi de l'alcool. Sur 100 parties, les deux couches réunies, en contiennent 65 d'éther, 18 d'alcool et 17 d'eau.

La couche supérieure est décantée et soumise à une rectification du même ordre que celles qui ont été indiquées précédemment; mais si l'opération a été bien soignée, le produit ne contient pas d'acide sulfureux et il suffit d'une distillation bien ménagée pour avoir de l'éther propre à l'usage médical.

purifier complétement il faudrait le faire macérer sur
rure calcique afin de lui enlever l'eau qu'il contient.
ure suivante fera comprendre parfaitement comment
il doit être disposé. L'alcool destiné à alimenter la

st placé dans un réservoir supérieur, et son émission
minée par un robinet ajouté à l'orifice inférieur et
u réservoir; on le règle à volonté; comme on ne peut
insi un écoulement constant, il faut avoir l'attention
le robinet à mesure que le niveau du liquide baisse
réservoir. On a aussi indiqué l'emploi des siphons
mplacer les vases percés latéralement; mais cette
on ne vaut rien, parce que le liquide s'échauffant
branche du siphon qui plonge dans la cornue, l'alcool
it en vapeur, remonte dans le tube et désamorce le

Il n'y a pas que le sulfate hydrique qui puisse t… former l'alcool en éther : le phosphate trihydrique, l… arsénique et le chlorure de zinc sont dans ce cas. Les … chlorures, qui peuvent se décomposer pendant la réaction, … nent d'autres produits en même temps que l'éther. … l'acide chloro-stannique on obtient de l'aldéhyde en q… notable.

L'éther est employé dans les laboratoires de chimie, co… un dissolvant très précieux pour extraire une foule de co… On l'emploie en médecine soit à l'état de pureté, soit di… dans des potions comme un médicament diffusible, agi… avec une rapidité extrême, soit comme véhicule de quel… médicamens.

SULFÉTHER OU SULFOZYMÉTHER. — *Éther hydrosulfuri…* Regnault; *sulfure d'éthyle* Liebig. $C_8 H_{10} S_2 = 4$ vol. C'… M. Regnault que l'on doit la découverte de ce produit; il … obtenu en faisant réagir l'un sur l'autre le chloréther et … sulfure équi potassique; il en résulte une double décomp… tion dans laquelle il se produit du chlorure potassique et … chloréther :

$$\underbrace{C_8 H_{10} Cl_2}_{\text{Chloréther.}} + \underbrace{2\,S\,K}_{\text{Sulfure potassique.}} = \underbrace{C_8 H_{10} S_2}_{\text{Sulf.-éther.}} + \underbrace{2\,Cl\,K}_{\text{Chlorure potassique.}}$$

Le sulfure potassique est dissous dans l'alcool et intro… dans une cornue tubulée, à laquelle on ajoute un récipie… que l'on dispose sur un tourneau. Par la tubulure de la co… on fait arriver un courant de chloréther jusqu'à ce que … liqueur refuse d'en dissoudre; alors on chauffe légère… et l'on distille en maintenant le courant de gaz chloréth… que. On ajoute de l'eau au produit de la distillation et … sépare le liquide qui la surnage. Ce liquide est le sulfét… Après l'avoir bien lavé on le distille sur du chlorure-calci… pour le dessécher.

Il est important d'employer le sulfure équi-potassique; … l'on employait le sulfure hydropotassique on obtiendrait … *mercaptan* au lieu de *sulféther*.

Le sulféther est liquide; il possède une odeur vive, allia… désagréable; son poids spécifique = 0,825 à + 20°; il … à + 73°, le poids spécifique de sa vapeur 3, 1.

M. Löwig a obtenu le sélénéther $C_8 H_{10} Se_2$.

C. Wöhler a fait connaître le telluréther $C_8 H_{10} Te_2$.
n les obtient en distillant des sulfovinates avec du séléure potassique, ou avec du tellurure sodique.

ILOR-ÉTHER. — *Ether muriatique, éther hydrochlorique* et *chlorhydrique*, Th; *acétène chloré*, Gérhardt. $C_4 H_5 Cl =$ lumes. Cet éther est liquide, incolore, d'une odeur éthésou poids spécifique = 0,874 à + 5°; il entre en ébulà + 11° et, par cela même, existe à l'état de fluide tique à la température ordinaire de l'atmosphère. Lorsqu'il apore il produit un refroidissement considérable qui permême de le conserver quelques instans à l'état liquide à température où il serait à l'état gazeux. Le poids spécide sa vapeur = 2,219. La vapeur de ce composé est une moins condensée que celle du zyméther quoique ces deux ps soient parfaitement équivalens, on a :

Zyméther	$C_4 H_5 O$ = 2 volumes.
Chloréther	$C_4 H_5 Cl$ = 4 volumes.

même chose existe pour le chlorure hydrique comparé au.

HO	= 2 volumes.
HCl	= 4 volumes.

constitution mécanique de l'oxygène, qui représente ement un système double de celui des chloroïdes, enace probablement ces différences.

vapeur du chloréther, soumise à la température du ge obscur en la faisant passer dans un tube de porcelaine, décompose en donnant des volumes égaux de bicarbure hyque et de chlorure hydrique, gazeux; cela établit la comtion de ce produit : $C_4 H_4 + Cl H$; à une température plus ée il se fait un dépôt de charbon et l'on n'obtient que du tocarbure d'hydrogène (Thenard).

eau dissout un volume égal au sien de gaz chloréther. dissolution ainsi obtenue a une odeur éthérée et une eur sucrée et âcre comme celle de la menthe.

L'azotate argentique ne dénote pas la présence du chlore cet éther; les alcalis, même dissous dans l'alcool, ne le nisent que fort lentement.

On prépare le chloréther en distillant un mélange d'alcool

et de chlorure hydrique en dissolution très concentré
l'eau ; on l'obtient encore en distillant de l'alcool sa
chlorure hydrique, ou en distillant un mélange de tro
ties de sulfate équi-hydrique, de deux parties d'alcool
quatre parties de sel marin desséché. On fait passer le
gazeux dans de l'eau contenue dans un flacon de Wo
le laver, et ensuite dans un tube étroit plongé dans de
pilée. Un tube en U est très convenable pour opérer
densation de la vapeur de cet éther.

On peut conserver le chlorure hydrique à l'état liqu
des flacons bien bouchés et coiffés avec de la peau
toile, que l'on tient renversés dans de l'eau placée
cave.

On connaît aussi le *bromether* et *l'iodéther ;* mais ils
peu étudiés ; le premier a été découvert par Sérull
second par M. Gay-Lussac. On les obtient en distill
dissolution alcoolique d'iode ou de brôme, dans laq
ajoute du phosphore par petits fragmens. Ils sont to
liquides et incolores. L'iodéther a un poids spéci
1,9206, il bout à + 71°5 ; le poids spécifique de s
= 5,475 ; il présente le même mode de condensatio
chloréther.

Le *cyanéther* a été découvert par M. Pelouze : il l'
en distillant un mélange sec de parties égales de sul
de potasse et de cyanure potassique. Cet éther est in
possède une odeur très forte, alliacée, mais rappelant
cyanogène ; il bout à + 82°, son poids spécifique =
présente cela de remarquable que l'oxyde de mercur
compose, tandis que les alcalis sont sans action su
composé se détruit spontanément ; il est très vénéne

…ésiré à un animal, il détermine une espèce de suffocation, …sthotonos et une mort rapide.

Éthers composés ou salins (1).

…'éther uni aux composés salins, hydriques, donne des sels …er-hydriques dans lesquels l'hydrogène attribué à l'eau …t être remplacé par un métal, et former ainsi des *sels co-…és*. Uni aux acides anhydres, il forme des éthers composés, …tres, jouissant des propriétés ordinaires des éthers; c'est-à-…e de la fluidité, de la volatilité et de l'odeur. L'histoire …premiers composés laisse beaucoup à désirer; celle des …miers, au contraire, est une des plus avancées de toutes …les de la chimie organique.

* Éthers salins copulés.

SULFATE ÉTHER-HYDRIQUE. — *Acide sulfovinique* $\left\{\begin{matrix}SO_4\,Æ\\SO_4\,H.\end{matrix}\right.$ …*ide éthéro sulfurique, sulfate acide d'oxyde d'éthyle*, Lieb.

…produit se forme directement en unissant l'alcool ou …her avec le sulfate hydrique; la température s'élève considé-…ement et le mélange ne peut même être fait avec sécurité …s un vase de verre, qu'en ajoutant le sulfate hydrique aux …es liquides.

…e composé forme aussi le résidu de la préparation du zym…r par le procédé intermittent. Il a été anciennement étu-…par Baumé; mais il n'a été nettement distingué du sulfate …rique que par les travaux de Dabit, de Nantes. Dans les di-…es circonstances qui viennent d'être indiquées, ce produit …tient plus d'eau que sa formule n'en indique ($SO_4\,H$ étant …à SO_3, HO); mais il est probable que cette eau n'est pas …spensable à sa constitution; car, quand on le met en pré-…ce des bases, il n'y a qu'un seul équivalent d'hydrogène qui …remplacé par un équivalent d'un autre métal; ainsi la …mule des sulfates éthéro-métalliques est $\left\{\begin{matrix}SO_4\,Æ\\SO_4\,Δ\end{matrix}\right.$ avec plus …moins d'eau. Dans cette circonstance, l'éthyle paraît réelle-…nt jouer le rôle d'un métal composé.

(1) Dans tous les composés de ce groupe, Æ représentera l'éthyle et vaudra Et_2.

Le sulfate éther-hydrique doit toujours contenir pl
que n'en indique sa formule; car, fût-il fait avec l'ét
sulfate hydrique, il en contiendrait 1 équivalent de
nant de ce dernier corps, et avec l'alcool, il en contie
Il est soluble dans l'eau, et cette propriété permet de
rer de l'éther qu'il contiendrait en excès. Chauffé ju
140°, il commence à se décomposer et à donner d
quand bien même il a été préparé avec l'alcool. Tra
chlore, il ne donne pas de chlorure hydrique. Ces d
nières propriétés démontrent bien évidemment qu
mens sont combinés dans un ordre tout particulier
l'alcool bout à + 78° environ, et qu'il donne du chl
drique sous l'influence du chlore. L'éther n'abandon
duit que vers + 140°; car quand on fait passer un
d'air dans ce produit, la température baisse jusqu'
l'on n'obtient plus que de l'alcool et de l'eau. Cel
d'expliquer nettement la production de l'éther par l
continue : dans le temps où l'alcool s'échauffe, il se
et une fois combiné, il ne peut plus quitter le com
l'état d'éther si la température est suffisamment élev

Les sulfates éthéro-métalliques présentent quel
priétés communes qui permettent de les décrire
nière générale. Lorsqu'on les chauffe, ils donne
près les mêmes produits que le composé hydrique
parmi lesquels on distingue surtout l'huile douce d
sante. Distillés avec le sulfate hydrique, ils donnen
lange d'éther et d'alcool; avec le chlorure hydrique
ils donnent les mêmes produits, plus du chloré
en même temps du sulfate hydrique devient libre et
reconnu par les réactifs ordinaires. Les sulfates é
chaux, de plomb et de baryum, sont tous solubles
et dans l'alcool, on peut les obtenir en ajoutant des o
talliques ou des carbonates au sulfate étherhydri
composés natroïdiques peuvent être obtenus par l
procédés ou par double décomposition entre leurs c
et les sulfates éthériques précédens.

Plusieurs composés présentent quelque analogie avec les sulfates
mais leur étude n'est point terminée et leur composition est incertain
l'*huile douce de vin pesante* et les prétendus acides *éthionique*, *iséth*
thionique et althionique.

L'*huile de vin pesante*, prend naissance dans la préparation de l'éther

…e en distillant ce corps avec du sulfate hydrique. Il a d'abord été obtenu …aumé qui en a préparé des quantités très notables ; cependant il devait être …gé d'*huile de vin légère* (Ethérole). Il se forme dans la réaction de l'éther et …cide sulfurique anhydre. On se le procure facilement en distillant un sulfate …équin sec en présence de la chaux vive. On le concentre dans le vide en …ence du sulfate hydrique. Ce produit est liquide, oléagineux, incolore. Il a une …e aromatique et possède une saveur piquante ; son poids spécifique = 1,113 ; …ut à + 280°. Lorsqu'il est bien sec, il n'est point altéré par le potassium à la …érature ordinaire. L'eau et les oxydes hydro natroïdiques le décomposent en …ant lieu à un *sulfate éthéro-métallique* et à de l'*éthérole*. Cela semble indiquer …est formé par les élémens de ces corps, qui toutefois se trouvent copulés …e manière indéterminée.

…s acides *éthionique* et *iséthionique*, étudiés par M. Magnus, sont le produit …action de l'acide sulfurique anhydre sur l'alcool pur. Les *éthionates* paraissent …isomériques avec les sulfates éthérés ; cependant ils contiendraient un équi…nt d'eau de constitution de moins. Les *iséthionates*, au contraire, auraient …tement la même composition.

…s *méthionates* sont le résultat de l'action de l'acide sulfurique anhydre sur …ur ordinaire. Les *allthionates* s'obtiennent en saturant le résidu de la prépara… du bi-carbure hydrique par diverses bases. Ils ont encore la même composi… que les sulfates éthériques; mais ils s'en distinguent par les propriétés des divers …qu'ils forment, principalement par l'allthionate cuprique qui est vert et non …, comme le sulfate éthérique, selon M. Ettling.

…s *phosphates éthériques* et les *arséniates éthériques* sont connus ; les premiers …été découverts par M. Pelouze, et les seconds, par M. F. D'Arcet. Ce sont des …posés tribasiques; mais les phosphates ne contiennent qu'un équivalent d'é…le, tandis que les arséniates en contiennent 2. On a donc :

Phosphates éthéro-métalliques. .	$PO_5, \overline{Æ\ Δ_2}$.
Arséniates éthéro-métalliques. . .	$AsO_5\ \overline{Æ_2\ Δ}$.

…n connaît encore les carbonates et les oxalates *éthéro-métalliques*. Ils sont …usages.

** Éthers salins, neutres.

Les éthers de ce groupe sont tous neutres aux réactifs les …s sensibles; leurs principales propriétés ont déjà été indi…ées dans les *considérations générales*.

OXALATE ÉTHÉRIQUE.—*Ether oxalique*. Th., *oxalate d'oxyde …thyle*. Liebig. $C_2O_4\ (C_4H_5) = 2$ volumes. Ce composé est … liquide d'apparence oléagineuse, possédant une odeur aro…atique, légèrement alliacée : son poids spécifique = 1,0929 …+ 7° 5. Il bout entre + 183 et 184°, sous la pression de …76. Le poids spécifique de sa vapeur = 5,087. Il est un peu …luble dans l'eau; mais il se dissout en toutes proportions …ns l'alcool et dans le zyméther. On peut obtenir un peu

d'oxalate éthérique, rien qu'en distillant ensemble de l'oxalate tri-hydrique et de l'alcool ; mais on en obtient davantage en distillant un mélange de 1 partie d'alcool, 1 partie de sel de seille et 2 parties de sulfate hydrique. Ce mélange représente à peu-près du sulfate étherhydrique et de l'oxalate potassique; par double substitution, il se forme du sulfate potassique et de l'oxalate éthérique. Le produit que l'on recueille dans le récipient est quelquefois moins dense que l'eau, parce qu'il contient de l'éther ou de l'alcool ; mais à mesure qu'il les perd par évaporation, il devient moins dense que l'eau et se réunit au fond du vase. On le décante à l'aide d'une pipette. On le purifie en le faisant bouillir sur de l'oxyde de plomb, dans un matras à col court. L'eau, l'alcool et l'éther s'évaporent, l'oxalate hydrique donne de l'oxalate plombique ; enfin on décante le produit, on le met en contact avec de la chaux vive pulvérisée pour achever de le dessécher, et on le distille.

L'oxalate éthérique a été découvert par Bergmann. M. le baron Thenard l'a étudié ; MM. Dumas et Pol. Boullay ont fait connaître sa composition.

L'*oxaméthane* est un produit qui résulte de l'action du gaz ammoniac sec sur l'oxalate éthérique. Il est solide, incolore, cristallisé en lames nacrées ; il se forme de l'alcool en même temps, comme cette égalité l'indique :

$$\underbrace{2\,(C_2\,O_4\,C_4\,H_5)}_{\text{Oxalate éthérique.}} + \underbrace{AzH_3}_{\text{Ammoniaque.}} = \underbrace{C_8\,H_7\,Az\,O_4}_{\text{Oxaméthane.}} + \underbrace{C_4\,H_6\,O_2}_{\text{Alcool.}}$$

Lorsque l'on verse l'oxalate éthérique dans l'ammoniaque liquide, il se dépose une poudre blanche, qui est de l'oxamide, et il se forme encore de l'alcool :

$$\underbrace{C_2\,O_4\,(C_4\,H_5)}_{\text{Oxalate éthérique.}} + \underbrace{Az\,H_3}_{\text{Ammoniaque.}} = \underbrace{C_2\,O_2\,Az\,H_2}_{\text{Oxamide.}} + \underbrace{C_4\,H_6\,O_2}_{\text{Alcool.}}$$

CARBONATE ETHÉRIQUE. — *Éther carbonique.* $C_2\,O_3\,(C_4\,H_5)$. Cet éther a été découvert par M. Ettling dans le produit de la réaction du potassium sur l'oxalate éthérique. On l'obtient par la distillation et on le purifie en le distillant sur du chlorure calcique. Il est incolore, très fluide, son odeur est aromatique, sa saveur est brûlante, son poids spécifique = 0,965 à + 19°, il bout à + 126°. Il est insoluble dans l'eau ; mais il se dis-

t dans l'alcool et dans le zyméther. La théorie de la pro-ction de cet éther est inconnue.

ILICATES ÉTHÉRIQUES. — *Ether-silicique.* On connaît deux ers siliciques qui se produisent dans la même circonstance. 'on verse peu-à-peu de l'alcool pur dans de l'acide chloro-ique, la température du mélange s'abaisse, et il se dégage coup de gaz chlorure hydrique. Lorsque la quantité d'al- a un peu dépassé celle de l'acide chloro-silicique, la tem-ture de la liqueur s'élève un peu et la réaction est termi-. En soumettant le produit à la distillation, il se dégage d'a- du chloréther, puis la température s'élève et l'on re-lle à part tout le produit qui distille entre + 160 et 170°. roduit qui distille ensuite est recueilli dans un autre réci-r. A + 300° l'opération est terminée, et il ne reste dans la ue qu'un peu de silice.

e premier produit après avoir été desséché et rectifié con-blement, est un liquide incolore, d'une odeur éthérée, pé-ante, d'une saveur poivrée, dont le poids spécifique = 32; il bout entre 162 et 163°, le poids spécifique de sa va-r = 7.18; le calcul donne 7,234. Il est entièrement neu-aux papiers réactifs. Il est combustible et laisse un résidu cide silicique pulvérulent.

l est insoluble dans l'eau; mais ce liquide jouit de la pro-été de le décomposer lentement. Lorsqu'on abandonne cet er à l'air humide dans des flacons mal bouchés, il se décom-e peu-à-peu et donne un dépôt de SILICE HYDRATÉE, *amor-, transparente et vitreuse*, ressemblant à l'*hydrolite*, ayant un ds spécifique de 1,77 et contenant une fois plus d'oxygène s la silice que dans l'eau : 2 (Si O_3), 3 (H O). Si l'éther ent un peu d'acide chloro-silicique, ce dépôt n'est plus nsparent, mais opalin, et jouit des propriétés de l'*hy-phane;* c'est-à-dire qu'il devient transparent en le plon-nt dans l'eau. Cet éther a pour formule $\frac{Si}{3} O_2 (C_4 H_5) = 1$ ume.

'éther distillé vers + 300°, après les purifications conve-les, est liquide et incolore comme le précédent, mais il sède une odeur et une saveur différentes; son poids spéci-e = 1,035. Avec l'eau et les alcalis, il se comporte encore me l'éther précédent; mais pour une même quantité d'é-

ther, il contient une fois plus de silice. Sa composition peut être représentée par $\frac{2\,Si}{3} O_5 C_4 H_5$.

Les acides chloro-titanique et chloro-stannique donneraient sans doute des produits analogues aux silicates éthériques, peut-être aussi donneraient-ils des produits analogues à l'*hystite* et à l'*hydrophae*.

AZOTITE ÉTHÉRIQUE.—*Ether nitreux*, *hyponitreux* (Dumas), ou *azoteux*, Thenard. $Az\,O_4(C_4 H_5)$. Ce produit est liquide, incolore, très fluide; il possède une forte odeur de vieilles pommes de reinette; son poids spécifique = 0,886 à + 4°; il bout à + 21° sur la pression de $0,^m76$. Il est légèrement soluble dans l'eau qui le décompose en donnant de l'alcool? du bi-oxyde d'azote et de l'azotate hydrique. L'oxyde hydro-potassique, dissous par l'eau, le transforme en azotite potassique et en alcool.

L'azotite éthérique se produit en mélangeant simplement l'alcool et l'azotate hydrique. Ce mélange est dangereux à faire. Pour éviter les accidens, il faut placer le vase qui doit le contenir dans de la glace pilée, y verser d'abord l'alcool et y ajouter ensuite l'azotate par petites portions, en ayant soin d'agiter continuellement.

Dans cette réaction il se forme beaucoup d'autres produits, tels que du bi-oxyde d'azote, de l'acide azotosique, de l'acide carbonique, du formiate et de l'acétate hydriques, de l'aldéhyde, de l'éther acétique. La formation de l'acétate hydrique et de l'aldéhyde s'explique facilement par la désoxygénation de l'azotate hydrique avant d'arriver à former de l'acide azoteux: aussi, au lieu de faire réagir directement l'alcool et l'azotate hydrique, il serait sans doute plus convenable de faire réagir l'un sur l'autre du sulfate éther hydrique et de l'azotite potassique ou sodique; il se ferait une double décomposition dans laquelle le produit se formerait assurément.

Lorsque l'azotate hydrique est exempt d'acide azotosique, il donne lieu à la formation de l'éther suivant, et la réaction est beaucoup moins compliquée.

AZOTATE ÉTHÉRIQUE.—*Éther nitrique*, Millon. $Az\,O_6(C_4 H_5)$ condensation inconnue. Ce produit est liquide, incolore; sa saveur est sucrée et laisse un arrière-goût d'amertume; son

poids spécifique = 1,112 à + 17°. Son point d'ébullition est à + 85°; sa vapeur détone lorsque l'on y met le feu et même, à ce qu'il paraît, rien qu'en la chauffant; et c'est cela qui s'est opposé à ce que l'on en déterminât le poids spécifique. Il est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool dont l'eau le précipite; une dissolution aqueuse d'oxyde hydropotassique ne le décompose pas, mais une dissolution alcoolique de ce corps, le détruit rapidement et donne de l'azotate potassique et sans doute de l'alcool.

Pour préparer l'azotate éthérique, on mêle lentement 50 à 60 grammes d'azotate hydrique, de 1,401 de poids spécifique, avec autant d'alcool à 0,80 et 1 à 2 grammes d'azotate d'urée et l'on distille ce mélange en ayant soin que la réaction ne devienne point trop rapide; on y parvient facilement en diminuant la température de la cornue. L'éther distille et se dépose dans le récipient; on le sépare et on le rectifie par les procédés ordinaires (V. les *éthers* précédens.)

FORMIATE ÉTHÉRIQUE.—*Ether formique*, *formiate d'oxyde d'éthyle*, Liebig. $C_2O_4\,\overline{H}\text{Æ}$. Ce composé est isomérique avec l'acétate méthénique. On le distingue par l'action de l'oxyde hydro-potassique, qui donne du formiate potassique avec le premier, et de l'acétate potassique avec le second, en même temps qu'il forme de l'alcool ou du méthol.

Le formiate éthérique est liquide, incolore; très fluide; il possède une odeur éthérée; pénétrante; son poids spécifique = 0.915 à + 18°; il bout à + 53° 4 sous la pression de 0,m761. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,54? Il absorbe l'oxygène de l'air et devient acide. L'eau en dissout 1 dixième de son poids, et, comme les autres éthers, il est plus soluble dans l'alcool, dans le zyméther, dans le méthol, la plupart des essences et des huiles grasses. On l'obtient en distillant un mélange formé de 7 parties de formiate sodique, 10 parties de sulfate hydrique et 6 parties d'alcool à 0.90. La réaction se fait presque entièrement sans que l'on ait besoin de chauffer; le produit est recueilli dans un récipient convenablement refroidi. On l'agite avec un volume de lait de chaux égal au sien; on le décante et on le dessèche par le chlorure calcique et on le distille de nouveau.

ÉTHER CHLOROXYCARBONIQUE. *An* chloro formiate éthérique? $C_2O_4Cl(C_4H_5)$.... Ce composé a été découvert par M. Dumas

en faisant réagir l'un sur l'autre le gaz chloro-carbonique et l'alcool. Cette opération peut être faite en versant de l'alcool dans de grands flacons remplis de gaz chloro-carbonique, environ 2 grammes pour chaque litre. On agite le flacon, l'alcool s'échauffe, jaunit, et il se dégage du gaz chlorhydrique. Après la réaction le liquide est recueilli et lavé avec un volume d'eau égal au sien. Les deux liquides se séparent, l'éther occupe la partie inférieure; on le décante à l'aide d'une pipette, et on le rectifie en le distillant sur du chlorure de calcium et de la litharge en poudre fine. La réaction peut être représentée par cette égalité :

$$2\,(C\overline{O}\,Cl) + C_4\,H_6\,O_2 = C_2\,O_4\,Cl\,(C_4\,H_5) + Cl\,H.$$

L'éther chloroxycarbonique est liquide, incolore; il possède une odeur agréable lorsqu'elle est faible, suffocante et excitant les larmes lorsqu'elle est forte : le poids spécifique de ce liquide = 1,133 à + 15°; il bout à + 94°; le poids spécifique de sa vapeur = 3,82 et correspond au quart de la formule. Il brûle avec une flamme verte.

Le gaz ammoniac ou l'ammoniaque liquide agissent sur l'éther chloro-carbonique et donnent l'URÉTHANE. $C_6\,H_7\,Az\,O_4$ = 4 volumes. Ce composé est solide et nacré comme du blanc de baleine; il fond au-dessous de + 100°, et se volatilise sans altération à environ + 180°; aussi profite-t-on de cette propriété pour le purifier. Le poids spécifique de sa vapeur = 3,14.

ACÉTATE ÉTHÉRIQUE. — *Ether acétique, acétate d'oxyde d'éthyle*, Liebig. $C_4\,O_4\,H_3\,Æ$ = 4 volumes. Cet éther est liquide, incolore, très fluide; d'une odeur éthérée, pénétrante, toute particulière; son poids spécifique est de 0,89 à + 15°; son point d'ébullition est à + 74°; le poids spécifique de sa vapeur = 3,067. Il est combustible et brûle avec une flamme jaune, l'eau le décompose lentement en acétate hydrique et en alcool. Une dissolution d'oxyde hydro-potassique détermine la formation de l'acétate potassique et de l'alcool. L'ammoniaque gazeuse ou dissoute dans l'eau n'a pas d'action sur lui.

On obtient facilement l'acétate éthérique en distillant un mélange de sulfate éther-hydrique et d'acétate sodique, soient 15 parties de sulfate éther-hydrique concentré, 6 parties d'alcool à 0,85, et 10 parties d'acétate fondu et pulvérisé. Le produit

de la distillation, outre l'acétate éthérique, contient de l'acétate hydrique, de l'alcool et de l'eau. On le fait d'abord macérer avec de la chaux vive pulvérisée, qui enlève l'acétate hydrique et une partie de l'eau; ensuite, avec du chlorure calcique, qui enlève l'alcool et le restant de l'eau: enfin on le distille sur ce corps en prenant toutes les précautions convenables pour ne point perdre de produit.

BUTYRATE ÉTHÉRIQUE. — *Ether butyrique*, Pelouze et Gélis, *butyralcool*, Gerh. $C_8 O_4 H_7 (C_4 H_5) = 4$ volumes. Cet éther est liquide, incolore, d'une odeur agréable, rappelant celle de l'ananas; il bout vers + 110°; le poids spécifique de sa vapeur = 4,04. Il est très inflammable, peu soluble dans l'eau; mais très soluble dans l'alcool et le méthol. Il est décomposé lentement par les dissolutions bouillantes d'oxydes hydronatroïdiques. On obtient facilement cet éther en mêlant ensemble 2 parties de butyrate hydrique, 2 parties d'alcool et 1 partie de sulfate hydrique. Le mélange s'échauffe et se partage en deux liquides de différentes densités: celui qui occupe la partie supérieure est le butyrate éthérique que l'on sépare et que l'on purifie par les moyens ordinaires. On voit qu'il est peu de sels hydriques qui puissent s'éthérifier aussi facilement, et il est encore très remarquable qu'une quantité d'eau dépassant même celle du sulfate hydrique, ne s'oppose pas à l'éthérification. On peut conclure de là que la tendance à l'union des élémens du butyrate éthérique, suffit pour donner naissance à ce composé, sans qu'il soit besoin de supposer que l'eau de l'alcool doive être préalablement enlevée.

VALÉRATE ÉTHERIQUE. — *Ether valérique*, Omn. Ch. *valeralcool*, Gerh. $C_{10} O_4 H_9 (C_4 H_5) = 4$ volumes. Cet éther est liquide et incolore; il possède une odeur tout à-la-fois de fruit et de valériane; son poids spécifique = 0,894 à + 13°; il bout à + 135° 5; le poids spécifique de sa vapeur = 4,558; cet éther est peu soluble dans l'eau. On le prépare en distillant un mélange de sulfate éther-hydrique et d'un valérate.

OENANTHITE ÉTHÉRIQUE. — *Éther œnanthique*, *œnanthate d'oxyde d'éthyle*. $C_{14} H_{13} O_2, C_4 H_5 O$. Cet éther a été trouvé par MM. Liebig et Pelouze dans diverses espèces de vin et de matières fermentées. Il est liquide, très fluide, incolore; il possède une odeur vineuse étourdissante; sa saveur est forte et désagréable; son poids spécifique = 0,862; il bout entre

+225 et +230°; le poids spécifique de sa vapeur = 10,4. Il est insoluble ou peu soluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool : une dissolution bouillante de carbonate sodique ne le décompose pas; mais l'oxyde hydro-potassique le transforme en œnanthite potassique et en alcool.

On peut obtenir cet éther en distillant la lie-de-vin, recueillant le produit huileux, le traitant par le carbonate sodique dissous pour le priver d'œnanthite hydrique, le desséchant et le rectifiant par les procédés ordinaires.

Le mot œnanthique vient du grec οινος, vin et ανθος, fleur ou bouquet, pour exprimer que cet éther fait partie des produits qui aromatisent le vin; son odeur ressemble particulièrement à celle du vin qui est resté en vidange dans un vase mal fermé.

SUCCINATE ÉTHÉRIQUE. — *Éther succinique.* F. D'Ar. $C_8 H_5 O_3$, 2 ($C_4 H_5 O$), HO = 3 volumes ? Cet éther est un liquide incolore, d'une saveur âcre et brûlante, d'une odeur analogue à celle du benzoate éthérique; son poids spécifique = 1,036; il bout à +214°; le poids spécifique de sa vapeur = 6,22. Il brûle avec une flamme jaune. Le potassium en dégage de l'hydrogène, et il se forme du succinate éthérique potassé, dans lequel un demi-équivalent d'hydrogène est remplacé par un demi-équivalent de potassium et, chose très remarquable, qui se trouve en harmonie parfaite avec ce qui a été dit précédemment, le chlore remplace 6 équivalens et demi d'hydrogène, c'est-à-dire tout celui qui n'est pas remplacé par le potassium. Cette opération doit se passer en plusieurs temps et donner divers produits chlorés successifs. Le produit chloré est solide, incolore et cristallisé, fusible entre +115 et 120°. Il est peu volatil et altérable par la chaleur.

On obtient le succinate éthérique en chauffant ensemble dans un appareil distillatoire 10 parties de succinate hydrique, 20 parties d'alcool et 5 parties de chlorure hydrique en dissolution concentrée. On *cohobe* plusieurs fois le produit distillé : l'éther, qui est peu volatil, demeure dans la cornue; on le sépare par l'eau, on le lave et on le dessèche par les procédés ordinaires.

CITRATE ÉTHÉRIQUE. — *Ether citrique.* Omn. Ch.; *citrate d'oxyde d'éthyle.* Lieb.; *Citralcool.* Gerhardt. $C_4 H_2 O_5$ ($C_4 H_5$), Malaguti. Condensation inconnue. Cet éther, tel que M. Mala-

guti l'a obtenu, est un liquide jaunâtre (cette teinte n'est sans doute pas nécessaire), transparent, oléagineux, dont le poids spécifique = 1,142 à + 21°. Lorsqu'on le chauffe en vase clos, il commence à perdre sa limpidité à + 120°, il devient rougeâtre à + 270° et commence à bouillir et à se décomposer à + 283° en dégageant une matière brune, huileuse, et plus tard de l'eau alcoolisée, et en dernier lieu des gaz carburés; il reste enfin un résidu charbonneux. Cet éther n'est donc point volatil, et ne peut être distillé. Chauffé en vase ouvert, il répand une vapeur épaisse qui prend feu par l'approche d'un corps en ignition. Il est neutre aux réactifs; l'eau en dissout un peu, l'alcool davantage et l'éther encore plus. Avec les alcalis en dissolution bouillante, il donne les produits généraux des éthers composés; c'est-à-dire de l'alcool et un citrate. Le gaz ammoniac n'agit point sur lui, l'ammoniaque liquide le décompose lentement. Il est détruit par l'azotate hydrique. Le sulfate et le chlorure hydrique le dissolvent sans l'altérer et l'abandonnent par l'eau. Le potassium le décompose.

Pour préparer le citrate éthérique, M. Malaguti indique de mêler 90 parties de citrate hydrique pulvérulent, 110 parties d'alcool à 0,814, et 50 parties de sulfate hydrique; de soumettre le mélange à l'ébullition et d'arrêter l'opération lorsqu'il se manifeste un dégagement de zyméther. Le produit formé reste dans le résidu fixe : on le sépare par l'eau, on le lave et on le dessèche. Si l'on agit sur 250 grammes de citrate hydrique, on obtient environ 15 grammes d'éther.

Il est probable qu'en substituant un citrate natroïdique au citrate hydrique, que l'on obtiendrait beaucoup plus de produit. D'autres expérimentateurs n'ont pas toujours obtenu les mêmes résultats que M. Malaguti, relativement à l'analyse de l'éther citrique; mais il est probable qu'ils ont obtenu d'autres degrés de saturation de l'éther (V. *Citrate hydrique*). M. Malaguti avait entrepris ses recherches sur ce produit afin de déterminer l'équivalent de l'acide citrique d'une manière définitive; mais l'existence de plusieurs citrates éthériques démontre que cet acide a plusieurs équivalens, comme je l'ai fait remarquer depuis fort long-temps.

MUCATE ÉTHÉRIQUE. *Ether mucique.*—Malag. $C_6O_8H_4(\overline{C_4H_5})$. Cet éther est solide et cristallisé en prismes à quatre pans, basés; il est incolore et limpide; il a une saveur faible d'abord, qui devient amère ensuite. Il paraît fusible à + 150°, et par le refroidissement se prend en une masse cristalline à + 135°.

Une température plus élevée le décompose ; il est peu soluble dans l'eau froide et assez soluble dans l'eau bouillante qui l'abandonne par le refroidissement lorsqu'elle en était saturée, est insoluble dans le zyméther, peu soluble dans l'alcool froid et très soluble dans l'alcool bouillant.

Pour préparer le mucate éthérique, on dissout une partie de mucate hydrique dans quatre parties de sulfate hydrique en chauffant légèrement, le mélange se colore et l'on arrête l'opération lorsqu'il est devenu noir. Quand il est complétement refroidi, on y ajoute quatre parties d'alcool de 0,96; après un jour, le mélange est pris en masse cristalline. On recueille les cristaux, on les lave avec de l'alcool froid, et on les fait ensuite cristalliser à plusieurs reprises par l'alcool bouillant, jusqu'à ce que les cristaux soient incolores.

PYROMUCATE ÉTHÉRIQUE. — *Éther pyromucique.* Malaguti. *pyromucate d'oxyde d'éthyle.* Lieb.; *pyromucalcool.* Gerh. $C_{10}\,O_6\,H_3\,(C_4\,H_5) = 4$ vol. Cet éther est solide et cristallise en tables du système trihortaxique? Il est incolore, gras au toucher et possède une odeur forte et une saveur âcre. Son poids spécifique = 1,297 à + 20°; il fond à + 34° et bout entre 208 et 210°. Le poids spécifique de sa vapeur = 4,859. Le chlore change le type de cet éther en s'y unissant.

On obtient le pyromucate éthérique en distillant un mélange de 10 parties de pyromucate hydrique, de 20 parties d'alcool à 0,96, et de 5 parties de chlorure hydrique en dissolution concentrée. L'opération est poussée jusqu'à ce que la moitié du mélange ait passé dans le récipient. On le cohobe et l'on recommence ainsi jusqu'à ce que le produit commence à se colorer; alors on cesse la distillation. Le produit éthéré, qui est volatil, a passé dans le récipient; on le précipite par l'eau. Il se prend alors en masse cristalline, que l'on fond et que l'on purifie par la distillation.

BENZOATE ÉTHÉRIQUE. — *Éther benzoïque.* Omn. Ch.; *benzoate d'oxyde d'éthyle.* Lieb.; *benzalcool normal.* Gerh. $C_{14}\,H_5\,O_3$, $C_4\,H_5\,O$. Liquide, incolore, un peu visqueux, possédant une odeur forte et suave, qui rappelle celle des fraises; sa saveur est chaude et sucrée; son poids spécifique = 1,0539 à + 10°5; il bout à + 209°, le poids spécifique de sa vapeur = 5,407. Ce produit est peu soluble dans l'eau, mais il se dissout facilement dans l'alcool; il dissout beaucoup de benzoate hydrique.

obtient le benzoate éthérique en distillant un mélange parties d'alcool, de 2 parties de benzoate hydrique et de ie de chlorure hydrique en dissolution concentrée. Il faut er plusieurs fois : l'éther se trouve tout à-la-fois dans la e et dans le récipient; on le précipite par l'eau, on le lave, fait macérer sur le massicot pulvérisé et on le dessèche. st évident que l'on pourrait remplacer l'appareil distil- e par un matras surmonté d'un très long tube et plutôt e par un appareil de distillation continue.

OBSERVATIONS GÉNÉRALES SUR LES ÉTHERS CHLORÉS DES SÉRIES MÉTHÉNIQUE ET ZYMOSIQUE.

s éthers, simples ou composés, soumis à l'action du chlore, ent de l'hydrogène qui se trouve remplacé par ce corps, valent pour équivalent. A l'exception de ce qui a lieu le pyromucate éthérique, l'éther entrant dans la consti- n des éthers composés, se comporte comme s'il était libre. n trouve, dans le tableau qui est à la fin de cet article, les ltats obtenus en opérant sur divers éthers, tant simples que posés. Les formules y sont exposées, telles qu'elles sont ées par l'expérience, à cela près de celles des éthers com- qui sont représentées par un acide anhydre, et l'éther nt dans leur constitution ; il est facile de voir que les es des équivalens de diverses natures, sont toujours pour un même éther, quel que soit d'ailleurs le mode ngement supposé. Après avoir discuté la constitution des , les formules seront présentées avec l'arrangement ique qui leur convient.

es éthers simples ou composés des séries zymosique et énique, soumis à l'action du chlore, *sous l'influence de ière diffuse*, perdent généralement 2 équivalens d'hy- ne, qui se trouvent remplacés par 2 équivalens de chlore: ther $C_2 H_5 O$ devient $C_2 H Cl_2 O$; le zyméther, $C_4 H_5 O$ nt $C_4 H_3 Cl_2 O$ et ceci a lieu dans les éthers composés me que si les éthers étaient libres; il n'y a d'exception pour le pyromucate éthérique, qui se comporte d'une ère toute spéciale, insuffisamment étudiée jusqu'à ce jour: cide paraît changer de type en absorbant du chlore avant r qu'il renferme.

2° Le zyméther bichloré $C_4 H_3 Cl_2 O$, soumis à l'influ de l'oxyde hydro-potassique dissous, donne de l'acétate chlorure potassiques.

$$\underset{\text{Zyméther bichlor.}}{C_4 H_3 Cl_2 O} + \underset{\text{Oxyde potassique}}{3\,KO} = \underset{\text{Acétate potassique}}{C_4 H_3 KO_4} + \underset{\text{Chlorure pot}}{2\,Cl}$$

3° Le méther bichloruré $C_2 H Cl_2 O$, soumis à l'infl de l'oxyde hydro-potassique dissous, comme l'éther préc donne du formiate et du chlorure potassiques.

$$\underset{\text{Méther bichloré}}{C_2 H Cl_2 O} + \underset{\text{Oxyde potassique}}{3\,KO} = \underset{\text{Formiate potassique}}{C_2 H KO_4} + \underset{\text{Chlorure pot}}{2\,Cl}$$

4° Les éthers composés, contenant les éthers chlorés dens, soumis à la même influence, donnent un sel pot du genre de l'acide qu'ils contiennent, plus de l'acé du formiate potassique, selon l'éther chloré qu'il tiennent.

Soit $\overline{A}$ un acide anhydre donnant un éther comp s'unissant aux éthers chlorés, on a $\overline{A}\,C_4 H_3 Cl_2$ $C_2 H Cl_2 O$, deux éthers composés: le premier, de l zymosique; le second, de la série méthénique.

Ces éthers mis en présence de l'oxyde hydro-potassiq sous, donneront les réactions suivantes:

$$\underset{\text{Zym. bichlor. salin}}{\overline{A}, C_4 H_3 Cl_2 O} + \underset{\text{Oxyde potass.}}{4\,KO} = \underset{\text{Sel potass.}}{\overline{A},KO} + \underset{\text{Acétate potass.}}{C_4 H_3 KO_4} + \underset{\text{Chlor}}{2\,(}$$

$$\underset{\text{Méther bichlor. salin}}{\overline{A}, C_2 HCl_2 O} + \underset{\text{Oxyde potass.}}{4\,KO} = \underset{\text{Sel potass.}}{\overline{A},KO} + \underset{\text{Formiate potass.}}{C_2 H KO_4} + \underset{\text{Chl}}{}$$

5° Il résulte de ce qui précède que l'acétate zymét bichloré, traité par l'oxyde hydro-potassique, ne do ner que de l'acétate et du chlorure potassiques; l' l'éther concourant tous deux à former des acétates.

$$\underset{\text{Acétate zyméthérique}}{C_4 H_3 O_3,} \quad \underset{\text{bichlor.}}{C_4 H_3 Cl_2 O} + \underset{\text{Oxyde potass.}}{4\,KO} = \underset{\text{Acétate potass.}}{2\,(C_4 H_3 KO_4)} + \underset{\text{Chl}}{}$$

De même, le formiate méthérique bichloré doit, so

nce de l'oxyde hydro-potassique, ne donner que du for-
te et du chlorure potassiques.

$$\underbrace{\text{, H O}_3\text{, C, H Cl, O}}_{\text{date méthérique bichloré.}} + \underbrace{4\,\text{KO}}_{\text{Oxyde potass.}} = \underbrace{2\,(\text{C, H KO}_4)}_{\text{Formiate potass.}} + \underbrace{2\,\text{Cl K.}}_{\text{Chlor. potass.}}$$

Les faits précédens conduisent à cette conséquence émi-
ment digne d'intérêt, que deux corps, en apparence, très
rens par leur constitution : l'*acétate méthérique* $C_4 H_3 O_3$,
$Cl_2 O$ et le *formiate zyméthérique* $C_2 H O_3$, $C_4 H_3 Cl_2 O$,
lorés, doivent tous deux donner les mêmes produits par
on de l'oxyde hydro-potassique : du *formiate* et de l'*acétate*
siques, plus le chlorure qui se produit toujours dans ces
s de réactions; mais, chose remarquable, dans l'acétate
érique bichloré, l'acide acétique peut être supposé tout
é et c'est l'éther qui produit l'acide formique, tandis que
le formiate zyméthérique, l'acide formique préexiste et
l'éther chloré qui donne l'acide acétique.

$$\left.\begin{array}{l}\text{, C}_4\text{H}_3\text{Cl}_2\text{O}\\ \text{te éthérique}\\ \text{ichloré.}\end{array}\right\} + \underbrace{4\,\text{K O}}_{\substack{\text{Oxyde}\\ \text{potassique.}}} = \underbrace{\text{C}_2\text{HK O}_4}_{\substack{\text{Formiate}\\ \text{potassique.}}} + \underbrace{\text{C}_4\text{H}_3\text{K O}_3}_{\substack{\text{Acétate}\\ \text{potassique.}}} + \underbrace{2\,\text{Cl K}}_{\substack{\text{Chlorure}\\ \text{potassique.}}}$$

$$\left.\begin{array}{l}\text{O}_3\text{, C}_2\text{H Cl}_2\text{O}\\ \text{zyméthéri-}\\ \text{bichloré.}\end{array}\right\}$$

symétrie des formules précédentes est évidente et elle le
ndra encore plus en les rapprochant.

Acide acétique	Méther bicloruré.
$C_4 H_3 O_3$,	$C_2 H Cl_2 O$.
$C_4 H_3 Cl_2 O$.	$C_2 H O_3$.
Zyméther bichloré	Acide formique.

n voit ainsi que les *éthers bichlorés sont des acides an-*
es dans lesquels une partie de l'oxygène se trouve remplacée
du chlore.

es conséquences à déduire de cette comparaison sont
ienses comme on le verra par la suite.

Si, dans le zyméther bichloré $C_4 H_3 Cl_2 O$, en pré-
ce de l'oxyde hydro-potassique, la substitution porte sur
2 équivalens de chlore, et s'il en résulte un acétate, la

même chose aura lieu si tout l'hydrogène est remplacé par du chlore, comme dans le zyméther perchloré $C_4 Cl_5 O$: la substitution de l'oxygène s'arrêtera à 2 équivalens, dans les circonstances ordinaires, et l'on obtiendra un chloracétate:

$C_4 Cl_5 O$	+	$3 KO$	=	$C_4 Cl_3 K O_4$	+	$2 Cl$
Zyméther perchloré		Oxyde potassique		Chloracétate potassique		Chlor. pot.

L'expérience précédente n'a pas été faite directement, mais elle peut se déduire avec certitude de l'action que la potasse exerce sur les éthers perchlorés composés : ils donnent tous du chloracétate potassique dans les mêmes circonstances, excepté l'éther chloro-carbonique.

8° Ainsi que cela a été dit dans l'histoire du zyméther, et comme cela sera bientôt démontré, la molécule des éthers simples est double. On pouvait le deviner ; car les molécules des éthers, telles qu'elles sont représentées par $C_4 H_5 O$, et leurs correspondantes, ne sont que des demi-molécules susceptibles de pénétration. Cet état moléculaire permettra facilement de comprendre les réactions suivantes :

Le *zyméther perchloré*, $C_4 Cl_5 O$, soumis à l'action du chlore sous l'influence solaire, la plus intense, donne le sesqui-chlorure de carbone de Faraday : $C_4 Cl_6$ et de l'aldéhyde chlorée $C_4 Cl_4 O_2$ (1); il est facile de voir que cette réaction a lieu par un simple partage de la molécule éthérée, qui se dédouble en deux demi-molécules, toujours équivalentes de celles de l'éther générateur, dont physiquement elles ne présentent toutefois que deux moitiés.

$2 (C_4 Cl_5 O)$	=	$C_4 Cl_6$	+	$C_4 Cl_4 O_2$.
Zyméther perchloré		Sesqui-chlorure de carbone		Aldéhyde perchloré.

Le même zyméther perchloré, soumis à une température de + 300° se dédouble exactement de la manière qui vient d'être indiquée et sans donner lieu à aucun autre produit.

Le chloracétate zyméthérique perchloré, qui est un produit encore parfaitement équivalent du précédent, et constitué de

(1) Le chlore ambiant n'entre pour rien dans la réaction. Celle-ci est sans doute uniquement due à l'intensité de la lumière.

même manière, se partage en deux pour ne donner que de déhyde perchloré :

$$\underbrace{C_4\,Cl_3\,O_3,\,C_4\,Cl_5\,O}_{\text{Chloracétate zyméthérique perchloré}} = \underbrace{2\,C_4\,Cl_4\,O_2}_{\text{Aldéhyde perchloré.}}$$

Dans les mêmes circonstances, le formiate éthérique et cétate méthérique, perchlorés, donnent, tous deux, de l'aldyde perchloré et de l'acide chlorocarbonique, *qui est aussi déhyde perchloré de la série méthénique.*

$$\left.\begin{array}{l}\underline{C_2\,Cl\,O_3,\,C_4\,Cl_5\,O}\\ \text{Chloroformiate éthérique perchloré.}\\ \underline{C_4\,Cl_3\,O_3,\,C_2\,Cl_3\,O}\\ \text{Chloracétate éthérique perchloré.}\end{array}\right\} = \underbrace{C_4\,Cl_4\,O_2}_{\text{Aldéhyde perchloré.}} + \underbrace{C_2\,Cl_2\,O_2}_{\text{Acide chlorocarbonique.}}$$

e l'identité des réactions présentées par l'acétate méthéri- et le formiate éthérique bi ou perchlorés, on a pu con- qu'ils étaient identiques (V. Cloez, *comptes-rendus de adémie des sciences*, t. XXI, p. 875). Cela est évidemment erreur : il a été démontré, et sans invoquer rien autre chose le résultat de l'expérience, comment ces corps, quoique rens, doivent donner des réactions en apparence sembla- ; il resterait maintenant à donner la même démonstration expliquer l'action de la chaleur ; mais ici les faits man- nt. Je ne pourrai, à cet égard, que me fonder sur des ogies pour établir ce qui va suivre ; mais je ne doute pas ça sera démontré un jour par l'expérience.

n a déjà vu que le zyméther perchloré, soumis à l'action ne température de + 300°, se dédoublait en aldéhyde per- ré et en trichlorure de carbone. Le méther perchloré, é dans les mêmes circonstances, donnerait, sans doute, l'acide chlorocarbonique et un bichlorure de carbone :

$$\underbrace{2\,(C_2\,Cl_3\,O)}_{\text{ther perchloré.}} = \underbrace{C_2\,Cl_2\,O_2}_{\text{Acide chlorocarbonique.}} + \underbrace{C_2\,Cl_4}_{\text{Bichlorure de carbure.}}$$

Le chloracétate zyméthérique perchloré donne de l'aldé- de perchloré.

Le chloroformiate méthérique perchloré, par conséq... doit donner de l'acide chlorocarbonique, *qui est l'ac... perchloré de la série méthénique :*

$$\underbrace{C_2\,Cl\,O_3, C_2\,Cl_3\,O}_{\text{Chloroformiate méthérique perchloré}} = \underbrace{2\,C_2\,Cl_2\,O_3}_{\text{Acide chlorocarbonique.}}$$

En se fondant sur les réactions précédentes, il devient ... dent que le chloracétate méthérique et le formiate éthéri... perchlorés, doivent, tous deux, donner de l'aldéhyde p... choré et de l'acide chlorocarbonique. Le résultat des réactio... ne prouve pas l'identité absolue de ces deux corps; mais se... lement l'identité de leur constitution.

9° En présence de la potasse, le chloracétate zyméthéri... perchloré, ne donne que du chloracétate potassique, ... demi-molécules concourant chacune à la formation de ... composé : l'une étant l'acide chloracétique même; l'au... étant le zyméther perchloré, qui se comporte comme il a ... dit précédemment :

$$\underbrace{C_4\,Cl_3\,O_3, C_4\,Cl_5\,O}_{\text{Chlorocétate zyméthérique perchloruré}} + \underbrace{4\,KO}_{\text{Oxyde potassique.}}$$

$$= \underbrace{2\,(C_4\,Cl_3\,K\,O_4)}_{\text{Chloracétate potassique}} + \underbrace{2\,Cl\,K.}_{\text{Chlorure potassique.}}$$

Le chloroformiate éthérique et le chloracétate méthéri... perchlorés, mis en présence d'une dissolution d'oxyde hy... potassique, donnent, tous deux du chloracétate, du car... nate et du chlorure potassiques :

$$\left.\begin{array}{l}\underbrace{C_2\,Cl\,O_3, C_4\,Cl_5\,O}_{\text{Chloroformiate éthérique perchloré}} \\ \underbrace{C_4\,Cl_3\,O_3, C_2\,Cl_3\,O}_{\text{Chlororacétate méthérique perchloré}}\end{array}\right\} + \underbrace{6\,KO}_{\text{Oxyde potassique.}} = \underbrace{C_4\,Cl_3\,KO_4}_{\text{Chloracétate potassique.}} + \underbrace{2\,(CO_3\,K)}_{\text{Carbonate potassique.}} + \underbrace{3\,(Cl\,K)}_{\text{Chlorure potassique.}}$$

Sous l'influence de l'eau, la même réaction a lieu, mais l'... cide carbonique se dégage.

La production de l'acide carbonique est due à une réacti... secondaire : on devrait obtenir de l'acide chloroformi... ($C_2\,Cl\,H\,O_4$) mais l'eau le décompose instantanément ... chlorure hydrique et en acide carbonique. Lorsqu'on emploi...

ool, ceci ne peut avoir lieu; aussi se forme-t-il du chlor-
ate éthérique, du chloroformiate éthérique et du chlorure
rique :

$$\left.\begin{array}{l} \text{O}_3,\ \text{C}_4\ \text{Cl}_5\ \text{O} \\ \text{chloroformiate} \\ \text{rique perchloré} \\ \text{H}_3\ \text{O}_3,\ \text{C}_2\ \text{Cl}_3\ \text{O} \\ \text{loracétate mé-} \\ \text{rique perchloré} \end{array}\right\} + 2\ \underbrace{\text{C}_4\ \text{H}_6\ \text{O}_2}_{\text{Alcool}} = \underbrace{\text{C}_2\ \text{Cl}\ \text{O}_3,\ \text{C}_4\text{H}_5\ \text{O}}_{\text{Clorof. éthérique}} + \underbrace{\text{C}_4\ \text{Cl}_3\ \text{O}_3,\ \text{C}_4\ \text{H}_5\ \text{O}}_{\text{Chloracétate éther.}}$$

$$+ 2\ \underbrace{\text{Cl H.}}_{\text{Chlorure hydrique.}}$$

ans toutes ces réactions, il est évident que le type de l'a-
chloroformique anhydre et celui du méther perchloré
identiques.

$$\text{C}_2\ \text{O}_3\ \text{Cl} \quad \text{et} \quad \text{C}_2\ \text{Cl}_3\ \text{O}.$$

ue le type de l'acide chloracétique anhydre est aussi iden-
e avec celui de l'éther perchloré.

$$\text{C}_4\ \text{Cl}_3\ \text{O}_2\ \text{O} \quad \text{et} \quad \text{C}_4\ \text{Cl}_3\ \text{Cl}_2\ \text{O}.$$

our rendre compte du toutes les réactions précédentes, il
it donc d'admettre qu'il se fait un simple échange entre les
ens des molécules de ces composés.

es autres éthers composés perchlorés se comportent d'une
nière analogue, comme cela va être exposé.

10° L'alcool, mis en présence des zyméthers perchlorés,
ne du chloracétate éthérique, comme produit constant,
si que cela a eu lieu dans la réaction précédente et avec
utres éthers qui sont produits par les acides des éthers
posés.

L'ammoniaque donne lieu à des amides d'un ordre particu-
r, qui ne peuvent qu'être indiqués ici.

Ces dernières réactions ont été étudiées d'une manière com-
te par M. Malaguti, qui les a résumées dans le tableau sui-
nt, qui est extrait des *comptes-rendus de l'Académie des*
nces, t. XXI, p. 750.

La composition des corps est exprimée en formules élémen-
res. La nomenclature de quelques corps et l'ordre des
onnes seulement ont été changés. Les acides ont été indi-
és à l'état anhydre, mais il est bien évident qu'en présence
la potasse, ils donnent des sels potassiques.

	CHALEUR.	POTASSE.	ALCOOL (1).	AMMONIAQUE.
$C_5\ Cl_5\ O_3$. Carbonate zyméthérique perchloré.	$C_4\ Cl_4\ O_2$. Aldéhyde perchloré. $C_4\ Cl_6$. Sesqui-chlorure de carbone. CO_2. Acide carbonique.	CO_2. Acide carbonique. $C_2\ H\ O_3$. Acide formique.	$C_5\ H_5\ O_3$. Éther carbonique. $C_8\ Cl_3\ H_3\ O_4$. Éther chloracétique.	$C_{16}\ Cl_7\ O_3\ Az_3\ H_6$. Chlorocarbéthamide. . . . . . . Acide non examiné.
$C_6\ H_5\ O_4$. Oxalate zyméthérique perchloré.	$C_4\ Cl_4\ O_2$. Aldéhyde perchloré. $C_2\ Cl_2\ O_2$. Phosgène. CO. Oxyde de carbone.	$C_2\ O_3$. Acide oxalique. $C_4\ Cl_3\ O_3$. Acide chloracétique.	$C_6\ H_5\ O_4$. Oxalate éthérique. $C_3\ Cl_3\ H_5\ O_4$. Chloracétate éthérique. $C_8\ Cl_5\ O_7$. *Chloroxéthide.*	$C_8\ Cl_5\ O_6\ Az\ H_2$. Chloroxéthamide. . . . . . . Acide non examiné. . . . . . . Acide non examiné.
$C_8\ Cl_3\ O_4$. Chloracétate zyméthérique perchloré.	$C_4\ Cl_4\ O_2$. Aldéhyde perchloré.	$C_4\ Cl_3\ O_3$. Acide chloracétique.	$C_8\ Cl_5\ H_5\ O_4$. Chloracétate zyméthérique.	$C_4\ Cl_3\ O_2\ Az\ H_2$. Chloracétamide.
$C_{18}\ Cl_{13}\ O_8\ H$. Succinate zyméthérique perchloré.	$C_4\ Cl_4\ O_2$. Aldéhyde perchloré. $C_4\ Cl_6$. Sesqui-chlorure de carbone. CO_2. Acide carbonique. $C_6\ Cl_3\ H\ O_2$. Chlorosuccéide.	CO_2. Acide carbonique. $C_2\ HO_3$. Acide formique. $C_8\ Cl_3\ HO_2$. Acide chlorosuccéique.	$C_5\ H_5\ O_3$. Éther carbonique. $C_8\ Cl_3\ H_5\ O_4$. Chloracétate zyméthérique. $C_{10}\ Cl_3\ H_6\ O_3$. Éther chlorosuccéique.	$C_{10}\ Cl_7\ O_2\ Az_3\ H_6$. Chlorocarbéthamide. $C_6\ Cl_5\ O\ Az$. Acide chlorozosuccéique.
$C_6\ Cl_3\ O_4$. Formiate zyméthérique	$C_4\ Cl_4\ O_2$ Aldéhyde perchloré. $C_2\ Cl_2\ O_2$ Phosgène (2).	CO_2. Acide carbonique. $C_4\ Cl_3\ O_3$. Acide chloracétique.	$C_8\ Cl_3\ H_5\ O_4$ Chloracétate zyméthérique. $C_8\ Cl\ H_6\ O_4$ Chloroformiate zyméthériq.	$C_4\ Cl_3\ O_2\ Az\ H_2$. Chloracétamide. $C_2\ Cl_2\ O_2$. Phosgène.

L'aldéhyde perchloré, qui, sans aucun doute, n'est qu'un
alent de l'éther, ou $C_4 Cl_3 O_2 Cl^*$, mis en présence de l'eau,
du chloracétate hydrique, comme le zyméther per-
é, et du chlorure hydrique. La substitution porte seule-
, comme cela doit être, sur le dernier équivalent de
de la molécule, que l'on a marqué d'une astérique *, et
s'unit à la moitié de l'eau employée.

$$C_4 Cl_3 O_2 Cl + 2 HO = C_4 Cl_3 O_3, HO + Cl H.$$

même corps, mis en présence de l'alcool, donne de l'éther
cétique et du chlorure hydrique, la substitution ne
encore que sur le même équivalent de chlore et sur l'hy-
ne de l'eau de l'alcool, il en résulte du chlorure hydri-
ui devient libre; et, d'une autre part, l'acide chloracé-
formé par l'oxydation produite aux dépens de l'oxygène
au de l'alcool, se pénètre avec la molécule d'éther qui
nt libre, et donne ainsi une molécule complète.

$$\underbrace{C_4 O_2 Cl}_{\text{de chloré}} + \underbrace{C_4 H_5 O, HO}_{\text{Alcool}} = \underbrace{C_4 Cl_3 O_2 O, C_4 H_5 O}_{\text{Chloracétate éthérique}} + \underbrace{H Cl}_{\text{Chlorure hydrique.}}$$

Lorsque les éthers élémentaires, entrant dans la consti-
des éthers composés, ont pris 2 équivalens de chlore, on
si le chlore qui continue à remplacer l'hydrogène agit
férence sur l'acide ou sur le restant de l'hydrogène de
r; il se pourrait bien faire que le chlore se comportât
d'une manière et tantôt d'une autre, selon la nature des
et celle des éthers auxquels ils se trouvent combinés.
question présente un vif intérêt et peut être jugée
mentalement.

On se fondait sur ce qui a lieu pour l'éther benzoïque, on
porté à admettre que, lorsque l'éther a pris 2 équivalens
ore, ce corps se porte alors sur l'acide; car le benzoate
hérique perchloré est formé par la réunion immédiate
orure de benzoyle et du zyméther bi-chloruré (Consul-
tableau des *éthers composés*). Cependant, on sait que des
chlorés, tels que le chloracétique et les chlorobutyri-
s'unissent au zyméther et forment ainsi des éthers com-
sans que le chlore de l'acide passe dans l'éther. Cela est
ntré par plusieurs réactions dont il vient d'être question.
ut donc admettre que l'acide peut quelquefois être chloré

avant l'éther, et c'est précisément ce qui a lieu par le pyromucate éthérique.

13° J'ai déjà fait voir, dans les considérations générales de la chimie organique, page 454, qu'un même élément pouvait jouer des rôles fort différens dans les molécules qu'il concourt à former, sans doute en raison de la place qu'il y occupe; mais ici la comparaison d'un acide anhydre, soit l'acide acétique, avec son éther, démontre que les deux cinquièmes de l'hydrogène de cet éther peuvent être remplacés par de l'oxygène et que l'on peut écrire l'éther ainsi :

$$C_4 H_3 H_2 O \quad \text{semblable à } C_4 H_3 O_2 O = C_4 H_3 O_3.$$

On a déjà vu que H_3 dans l'acétate hydrique $C_4 H_3 HO_4$ joue un rôle plus négatif que H métallique. Ce H_3 est le même que celui du zyméther; or le zyméther est ainsi constitué $C_4 H_3 H_2 O$; le zyméther perchloruré est: $C_4 Cl_3 Cl_2 O$ et enfin le perchlorure de carbone est: $C_4 Cl_3 Cl_2 Cl$.

Ceci démontre qu'un produit élémentaire $C_4 X_3$ peut s'unir à 1 équivalent du corps X et donner un nouveau composé $C_4 X_3 X$, et enfin que ce dernier composé peut encore s'unir à 2 équivalens de même nature pour former le composé $C_4 X_3 X_2 X$ où les élémens sont de plus en plus négatifs. Or si l'on met en présence de ce composé un élément négatif, qui puisse remplacer X, c'est d'abord l'X le plus négatif qui partira, puis les 2 X suivans, moins négatifs, puis enfin les 3 X.

Ces faits déduits logiquement de ce qui précède sont en harmonie parfaite avec beaucoup de belles expériences entreprises par M. Malaguti. En effet, cet habile chimiste a été conduit à considérer le sesqui-chlorure de carbone ou le chloréther perchloré, comme étant formé par la réunion d'un chlorure de carbone $C_4 Cl_4$ qu'il nomme *chloréthose* avec deux équivalens de chlore $C_4 Cl_4, Cl_2$. La constitution de ce corps se trouve d'ailleurs assurée par un grand nombre de réactions et par sa formation directe; d'une autre part, M. Malaguti admet que le zyméther perchloré, qu'il croit avoir une même constitution, est formé par la réunion du composé $C_4 Cl_3 O$, qu'il nomme *chloroxéthose*, avec Cl_2: mais la composition même du chloroxéthose indique qu'il est $C_4 Cl_3 + O$; or, $C_4 Cl_3 + O + Cl_2$, à l'ordre près, est la même chose que $C_4 Cl_3 Cl_2 O$ qui a été trouvé précédemment (V. *comptes-rendus de l'Académie*, t. XXI, p. 746).

140 On peut déduire les conséquences suivantes de ce qui précède.

Le radical $C_4 H_3$ donne lieu à 2 ordres de composés principaux qui correspondent à $C_4 H_6$ et $C_4 H_8$.

Les premiers composés sont constitués comme le chloroxéthose ou :

$$C_4 H_3 H.$$

Les seconds sont : $C_4 H_3 H_2 H$.

Les derniers sont : $C_4 H_3 H_2 H + XH$.

Les deux derniers équivalens de ce groupe jouent le même rôle dynamique, que la première partie, et peuvent être remplacés par cette première partie elle-même.

Le premier ordre de composés représente le véritable radical de la série.

Le deuxième ordre comprend les acides anhydres, les éthers simples, les aldéhydes.

Le troisième groupe est salin par sa forme et comprend l'alcool et tout ce qui peut être réuni sous le nom de sels.

Les acides anhydres et les éthers sont formés de molécules incomplètes, aptes à la pénétration, et qui peuvent se réunir entre elles. C'est ce qui fait que la molécule d'éther libre est double de celle qui entre dans les combinaisons. Cet éther est salin, tout libre qu'il est, parce qu'il est combiné avec lui-même.

Les alcools sont salins par leur constitution; il en est de même des éthers composés.

L'alcool ordinaire est $C_4 H_3 H_2 O, HO$.

L'acétate hydrique est $C_4 H_3 O_2, O, HO$.

Le rôle chimique des élémens des composés organiques est donc dévoilé par la théorie des éthers, puisqu'elle permet de leur assigner un rang, et de déterminer d'avance dans quel ordre ils seront remplacés dans telle ou telle autre circonstance.

Il est bien désirable que les composés des autres séries puissent être étudiés aussi profondément et qu'ils puissent donner des résultats du même ordre; c'est alors que la constitution chimique des corps sera entièrement connue; cela étant, leur constitution mécanique ne pourra tarder à l'être.

ACÉTONE.

Esprit pyro-ligneux; esprit pyro-acétique; alcool mésitique. Kane; *hydrate de mésitylène.* Liebig.

$C_6 H_6 O_2 = 4$ volumes $= 50 = 6{,}25$.

L'acétone est un des nombreux produits de la distillation du bois, du sucre, du tartrate hydrique, du citrate hydrique, et de celle des acétates. Il paraît qu'il suffit d'une température élevée pour qu'elle se produise; car il s'en forme beaucoup lorsque l'on fait passer la vapeur de l'acétate hydrique dans un tube chauffé au *rouge sombre*. C'est un liquide incolore, odorant, d'une saveur de menthe poivrée; son poids spécifique $= 0{,}7921$; son point d'ébullition est à 55°, 6; la densité de sa vapeur $= 2{,}022$; il est inflammable, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Le chlorure calcique le précipite de sa dissolution aqueuse et il précipite ce chlorure de sa dissolution alcoolique.

Selon M. Chancel, l'acétone est formée par l'accouplement de l'aldéhyde avec le méthène, ainsi que cela est indiqué par cette formule:

$$\left.\begin{matrix} C_4 H_4 O_2 \\ C_2 H_2 \end{matrix}\right\} = C_6 H_6 O_2.$$

Dans la préparation des acétones il y a une perte d'acide carbonique, comme l'égalité suivante l'indique, pour l'acétate hydrique:

$$\underbrace{C_4 H_4 O_4}_{\text{Azotate hydrique}} = \underbrace{C_3 H_3 O}_{\text{Acétone}} + \underbrace{CO_2}_{\text{Acide carbonique}} + \underbrace{HO}_{\text{Eau.}}$$

Mais la perte du carbone enlevé par l'acide carbonique fait passer une partie du produit dans la série du méthène, ainsi: deux équivalens d'acétate en se décomposant, donneraient:

$$2\,(C_4 H_4 O_4) = \left\{\begin{matrix} C_4 H_4 O_2 \\ C_2 H_2 \end{matrix}\right\} + 2\,CO_2 + 2\,HO.$$

L'opinion de M. Chancel est éminemment probable, d'autant plus que cela coïncide avec le poids spécifique de la vapeur de l'acétone, et avec la plupart de ses réactions chimiques qui

donnent des produits appartenant aux deux séries méthénique et zymosique.

Si l'on fait passer la vapeur de l'acétone sur la chaux potassée, il se forme de l'acétate et du formiate potassiques en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène.

$2\ (C_3H_3O)$	+	$2\,KO$	+	$4\,HO =$
Acétone		Oxyde potassique		Eau.

$C_4H_3KO_4$	+	C_2HKO_4	+	$6\,H.$
Acétate potassique		Formiate potassique		Chlorure hydrique.

Sous l'influence des hydroxydes natroïdiques, à la température ordinaire, elle absorbe l'oxygène de l'air et donne des produits que l'on n'a pas étudiés : mais parmi lesquels est sans doute un acétate, et de plus, une matière brune, résineuse, qui est peut-être la résine de l'aldéhyde.

Lorsque l'on chauffe l'acétone avec l'hypochlorite calcique, elle donne de l'acide carbonique et du chloroforme, comme l'alcool.

L'acétone soumise à l'action du chlore sec, donne un produit chloré rapporté à la formule $C_6H_4Cl_2O_2$ par les analyses de M. Dumas et de M. Kane ; analyses que M. Liebig regarde comme douteuses. Ce produit chloré est liquide ; il possède une odeur pénétrante, désagréable ; son poids spécifique $= 1,33$; il bout à $+ 126°$; l'eau ne le dissout point ; les oxydes natroïdiques et le sulfate hydrique sont sans action sur lui.

Le sulfate hydrique, selon M. Kane, se combine avec l'acétone pour former deux *acides copulés*, *analogues aux acides viniques*.

Si l'on distille l'acétone avec la moitié de son volume de sulfate hémi-hydrique, on recueille un produit oléagineux qui, après des lavages et des rectifications convenables, forme un produit particulier C_6H_4 que l'on nomme MÉSITYLÈNE, et qui peut être représenté par de l'acétone moins de l'eau. C'est un liquide oléagineux, incolore, ayant une odeur alliacée, moins dense que l'eau, bouillant à $+ 135°,5$; brûlant avec une flamme blanche, fuligineuse. M. Kane à qui l'on doit un travail considérable sur l'acétone, a fait connaître divers produits auxquels donne naissance le mésitylène. Ces produits étant peu

Dans cette opération le chlorure hydrique paraît n'être employé que comme un agent intermédiaire, qui, en attaquant le sulfure, donne lieu à la réaction; mais il est probable qu'il joue un autre rôle et que la formation du chloréther précède celle du sulféther ou du sulfalcool. D'une autre part, on ne se rend compte de la formation de ces deux produits par l'un ou l'autre procédé, qu'en admettant que les molécules de sulfure potassique et de sulfure hydro-potassique conservent leur assemblage; car, sans cela, on ne comprendrait pas comment l'on obtiendrait tel ou tel autre produit selon le sulfure employé; car avec le sulfure simple on aurait plus de sulfure hydrique naissant qu'il n'en faudrait selon les proportions employées pour donner naissance au sulfalcool, et cependant ce n'est point ce produit qui se forme.

On a décrit sous le nom de *thialol* ou de *bisulfure d'éthyle*, un composé que l'on obtient en distillant ensemble le sulfate éthéro-potassique et le polysulfure potassique. C'est un liquide huileux, d'une odeur analogue à celle des composés sulfurés précédens. Il bout à + 51°; ne se dissout point dans l'eau, et se dissout facilement, au contraire, dans l'alcool et dans l'éther.

Ce composé, que l'on représente par $C_4 H_5 S_2$, n'a pas son analogue dans la série zymosique. Sans vouloir affirmer qu'il existe une erreur dans son analyse et qu'il contient moins d'hydrogène qu'on ne l'admet, il est probable qu'il représente l'aldéhyde de la série sulfurée et que sa composition doit être $C_4 H_4 S_2$. Cela est d'autant plus probable qu'en usant de tous les moyens d'oxydation sur les produits de la série zymosique, excepté sur l'aldéhyde même, on n'obtient que des substitutions de l'hydrogène et point d'oxygénation directe: la même chose paraît devoir exister pour le soufre.

Des séries zymosique et méthénique.

* *Ethers zymosiques, simples.*

Noms des éthers.	Formules.	Vol.	État.	Poids spécifique.	Point de fusion.	Point d'ébullition.	Poids spéc. à l'état de vap.	Circonstances de la formation de l'éther.	Noms des expérimentateurs.
Zyméther	$C_4\ H_5\ O$	2	liq.	0,723 à + 12°,5	— 31° env.	35°6	2,565	Obscurité + 140°	Divers chimistes
Id. unichloré	$C_4\ H_4\ Cl\ O$	2	*Id.*	x	inconnu.	env. + 180°	4,93	dist. + 140° à 180°	F. D'Arcet.
Id. bichloré	$C_4\ H_3\ Cl_2\ O$	x	*Id.*	1,05	*Id.*	altér. vers + 140°	x	Lumière diff. + 30°.	Malaguti.
Id. perchloré	$C_4\ Cl_5\ O$	x	sol.	x	+ 69°	> + 280	x	Lumière solaire.	Regnault.
Sulfozyméter	$C_4\ H_5\ S$	2	liq.	0,825 à + 20°	x	+ 73°	3,100	Distillation ord.	*Id.*
Id. quadrichloré	$C_4\ H\ Cl_4\ S$	x	*Id.*	1,673 à + 24°	x	+ 160°	Altérable	Lumière solaire.	*Id.*
Chlorozyméther	$C_4\ H_5\ Cl$	4	*Id.*	0,874 à + 5°	x	+ 11°	2,219	Distillation ord.	Divers chim.
Id. unichloré	$C_4\ H_4\ Cl\ Cl$	4	*Id.*	1,174 à + 17°	x	+ 64°	3,478	Lum. diff. nécess.	Regnault.
Id. bichloré	$C_4\ H_3\ Cl_2\ Cl$	4	*Id.*	1,372 à + 18°	x	+ 75°	4,530	Lum. solaire nécess.	*Id.*
Id. trichloré	$C_4\ H_2\ Cl_3\ Cl$	4	*Id.*	1,530 à + 17°	x	vers + 192°	5,799	*Id.*	*Id.*
Id. quadrichloré	$C_4\ H\ Cl_4\ Cl$	4	*Id.*	1,644	x	+ 146°	6,975	*Id.*	*Id.*
Id. perchloré (1)	$C_4\ Cl_5\ Cl$	4	cris.	env. 1.	+ 160°	+ 180°	8,157	*Id.*	*Id.* et Faraday.
Aldéhyde	$C_4\ H_4\ O_2$	4	liq.	0,790 + 18°	x	+ 21°8	1,532	Dist. ord.	Liebig.
Chloral	$C_4\ H\ Cl_3\ O_2$	2	*Id.*	1,502 + 18°	x	+ 94°	5,13	Lumière diffuse.	*Id.* et Dumas.
Aldéhyde per-chloré	$C_4\ Cl_4\ O_2$	x	*Id.*	x	x	de + 100 à + 105°	x	*Id.*	Malaguti.

(1) Ce composé peut être obtenu par l'action directe du chlore en excès, à la lumière solaire, sur la liqueur des Hollandais. Il est le même dans les deux circonstances. Il porte ordinairement le nom de perchlorure de carbone de Faraday.

SUITE DU TABLEAU DES ÉTHERS CHLORÉS.

** *Ethers zymosiques, composés*

Noms des éthers.	Formules.	Vol.	Etat.	Poids spécifique.	Point de fusion.	Point d'ébullition.	Poids spéc. à l'état de vap.	Circonstances de la formation de l'éther.	Noms des expérimentateurs.
Carbonate éthérique	CO_2, C_4H_5O	2	liq.	0,965 à + 19°	x	+ 126°	4,09	Distillation ordin.	Ettling, Cahours
Id. bichloré	$CO_2, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	x	x	destructible	destr.	Lumière diffuse	Cahours
Id. perchloré	CO_2, C_4Cl_5O	x	*Id.*	x	x	dest.	*Id.*	Lumière solaire	*Id.*
Oxalate éthérique	C_2O_3, C_4H_5O	2	*Id.*	1,0929 à + 7°,5	x	+ 184	5,087	Circonstances ord.	Divers chimistes
Id. perchloré	C_2O_3, C_4Cl_5O	x	cris	x	+ 144°	dest.	destr.	Lum. sol. et + 100°	Malaguti
Formiate éthérique	C_2HO_3, C_4H_5O	4	liq.	0,915 à + 18°	x	+ 56°	2,56?	Circonst. ordinair.	Div. ch.
Id. bichloré	$C_2HO_3, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,261 à + 16°	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Id. perchloré	C_2ClO_3, C_4Cl_5O	x	*Id.*	1,705	x	+ 200°	*Id.*	Lum. solaire	Cloez
Acétate éthérique (4)	$C_4H_3O_3, C_4H_5O$	4	*Id.*	0,912	x	+ 53°4	3,067	Circonst. ordinair.	Div. ch.
Id. bichloré	$C_4H_3O_3, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,301 à + 12°	x	dest. + à 110°	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Id. perchloré	$C_4Cl_3O_3, C_4Cl_5O$	x	*Id.*	1,78 à + 22°	x	x	x	L. sol. + 110 à 120°	Leblanc
Succinate éthérique (2)	$C_8H_3O_5,(C_4H_5O), HO$	2	*Id.*	1,036 à + 15°	x	+ 214°	6,11?	Circonst. ordinair.	F. D'Arcet-Cahours.
Id. perchloré	$C_8Cl_3O_5,2(C_4Cl_5O).HO$	x	cris	x	+ 115 à 120°	altérable	Altérable	Lumière solaire	Liebig et Pelouze
Œnanthate éthérique	$C_{14}H_{13}O_2, C_4H_5O$	2	liq.	0,862	x	+ 225 à + 230°	10,508	Circonst. ord.	Cahours
Id. bichloré	$C_{14}H_{11}Cl_2O_2.C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,2912 à + 16°5	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Benzoate éthérique	$C_{14}H_5O_3, C_4H_5O$	4	*Id.*	1,539 à + 10°5	x	+ 209°	5,409	Circonst. ordin.	Schérer
Id. bichloré	$C_{14}H_5O_2Cl, C_4H_3Cl_2O$	4	*Id.*	1,346 à + 10°8	x	dest.	dest.	Lumière diffuse	Malaguti
Camphorate éthérique	$C_{10}H_7O_3, C_4H_5O$	x	*Id.*	1,209 à + 16°	x	+ 207 à 209°	x	Circonst. ord.	*Id.*
Id. bichloré	$C_{10}H_7O_2, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,386 à + 14°	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	*id.*

[illegible]	$C_2 H_3 O$	2	gaz.	nul	nul	nul	1,617	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
[illegible]nichloré	$C_2 Cl H_2 O$	2	liq.	1,315 + 20°	x	+ 105°	3,77 à 4,047	Lumière diffuse	Regnault
Id. bichloré	$C_2 H Cl_2 O$	2	*Id.*	1,606 à + 20°	x	vers + 130°	6,367	*Id.*	*Id.*
Id. trichloré	$C_2 Cl_3 O$	4	*Id.*	1,594	x	vers + 100°	4,670	Lumière solaire	*Id.*
Chlorométher	$C_2 H_3 Cl$	4	gaz.	nul	nul	nul	1,736	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. unichloré	$C_2 H_2 Cl Cl$	4	liq.	1,344 à + 18°	x	+ 30°5	3,012	Lum. solaire	Regnault
Id. bichloré	$C_2 Cl_2 H Cl$	4		1,491 à + 17°	x	+ 61°	4,230	*Id.*	*Id.*
Id. perchloré	$C_2 Cl_3 Cl$	4	liq.	1,599	x	+ 78°	5,245 à 5,413	Lum. sol. et chaleur	*Id.*

**** *Ethers méthéniques, composés.*

Oxalate méthérique	$C_2 O_3, C_2 H_3 O$	2	cris.	x	vers + 51°	+ 161°	x	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. bichloré	$C_2 O_3, C_2 H Cl_2 O$		liq.	x	x	x	x	Lum. diffuse	Malaguti
Acétate méthérique	$C_4 H_3 O_3, C_2 H_3 O$	4	*Id.*	0,919 à + 22°	x	+ 58°	2,563	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. bichloré	$C_4 H_3 O_3, C_2 H Cl_2 O$	x		1,25	x	de + 145 à + 148°	Altérable	Lum. diffuse	Malaguti
Id. perchloré	$C_4 Cl_3 O_3, C_2 Cl_3 O$	x	liq.	1,691 à + 18°	x	vers + 200°	x	Lum. solaire	Cloez

(1) Il existe plusieurs acétates éthériques, chlorés, intermédiaires que l'on n'a point fait entrer dans ce tableau, parce que leurs principales propriétés sont inconnues. Ces éthers sont :

$C_4 H_2 Cl O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$ — huileux — ne donne pas de chloracétates par les alcalis.
$C_4 H Cl_2 O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$ liquide D = 1,485 à + 25°.
$C_4 Cl_3 O_3$, $C_4 H_3 Cl_2 O$ liquide donne des chloracétates par les alcalis.
$C_4 Cl_3 O_3$, $C_4 H_2 Cl_3 O$, — — *id.*
$C_4 Cl_3 O$, $C_4 H Cl_4 O$ — — *id.*

F. Leblanc. *Ann. de ch. et de phys.*, 3e série, t. x, p. 197 et suiv.

(2) Le succinate éthérique est considéré comme un sel tri-basique. 2 équivalens de base sont représentés par de l'éther et 1 par de l'eau. Cela permettrait de placer ce composé auprès des phosphovinates et des arséniovinates.

SUITE DU TABLEAU DES ÉTHERS CHLORÉS.

** *Ethers zymosiques, composés.*

Nome des éthers.	Formules.	Vol.	État.	Poids spécifique.	Point de fusion.	Point d'ébullition.	Poids spéc. à l'état de vap.	Circonstances de la formation de l'éther.	Noms des expérimentateurs.
Carbonate éthérique	CO_2, C_4H_5O	2	liq.	0,965 à + 19°	x	+ 126°	4,09	Distillation ordin.	Etling, Cahours
Id. bichloré	$CO_2, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	x	x	destructible	destr.	Lumière diffuse	Cahours
Id. perchloré	CO_2, C_4Cl_5O	x	*Id.*	x	x	dest.	*Id.*	Lumière solaire	*Id.*
Oxalate éthérique	C_2O_3, C_4H_5O	2	*Id.*	1,0929 à + 7°,5	x	+ 184	5,087	Circonstances ord.	Divers chimistes
Id. perchloré	C_2O_3, C_4Cl_5O	x	cris	x	+ 144°	dest.	destr.	Lum. sol. et + 100°	Malaguti
Formiate éthérique	C_2HO_3, C_4H_5O	4	liq.	0,915 à + 18°	x	+ 56°	2,56?	Circonst. ordinair.	Div. ch.
Id. bichloré	$C_2HO_3, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,261 à + 16°	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Id. perchloré	C_2ClO_3, C_4Cl_5O	x	*Id.*	1,705	x	+ 200°	*Id.*	Lum. solaire	Clouez
Acétate éthérique (1)	$C_4H_3O_3, C_4H_5O$	4	*Id.*	0,912	x	+ 53°4	3,067	Circonst. ordinair.	Div. ch.
Id. bichloré	$C_4H_3O_3, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,301 à + 12°	x	dest. + à 110°	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Id. perchloré	$C_4Cl_3O_3, C_4Cl_5O$	x	*Id.*	1,78 à + 22°	x	x	x	L. sol. + 110 à 120°	Leblanc
Succinate éthérique (2)	$C_8H_3O_5.(C_4H_5O), HO$	?	*Id.*	1,036 à + 15°	x	+ 214°	6,11?	Circonst. ordinair.	F. D'Arcet-Caho.
Id. perchloré	$C_8Cl_3O_5, 2(C_4Cl_5O).HO$	x	cris.	x	+ 115 à 120°	altérable	Altérable	Lumière solaire	Liebig et Pelouse
Œnanthate éthérique	$C_{14}H_{13}O_2, C_4H_5O$	2	liq.	0,862	x	+ 225 à + 230°	10,508	Circonst. ord.	Cahours
Id. bichloré	$C_{14}H_{11}Cl_2O_2, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,2912 à + 16°5	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Benzoate éthérique	$C_{14}H_5O_3, C_4H_5O$	4	*Id.*	1,539 à + 10°5	x	+ 209°	5,409	Circonst. ordin.	Scheele
Id. bichloré	$C_{14}H_5O_2Cl, C_4H_3Cl_2O$	4	*Id.*	1,346 à + 10°8	x	dest.	dest.	Lumière diffuse	Malaguti
Camphorate éthérique	$C_{10}H_7O_2, C_4H_5O$	x	*Id.*	1,209 à + 16°	x	+ 207 à 209°	x	Circonst. ord.	*Id.*
Id. bichloré	$C_{10}H_7O_2, C_4H_3Cl_2O$	x	*Id.*	1,286 à + 14°	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	*Id.*

Éther	$C_2 H_3 O$	2	gaz.	nul	nul	nul	1,617	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. unichloré	$C_2 Cl H_2 O$	2	liq.	1,315 + 20°	x	+ 105°	3,77 à 4,047	Lumière diffuse	Regnault
Id. bichloré	$C_2 H Cl_2 O$	2	*Id.*	1,606 à + 20°	x	vers + 130°	6,367	*Id.*	*Id.*
Id. trichloré	$C_2 Cl_3 O$	4	*Id.*	1,594	x	vers + 100°	4,670	Lumière solaire	*Id.*
Chlorométher	$C_2 H_3 Cl$	4	gaz.	nul	nul	nul	1,736	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. unichloré	$C_2 H_2 Cl Cl$	4	liq.	1,344 à + 18°	x	+ 30°5	3,012	Lum. solaire	Regnault
Id. bichloré	$C_2 Cl_2 H Cl$	4		1,491 à + 17°	x	+ 61°	4,230	*Id.*	*Id.*
Id. perchloré	$C_2 Cl_3 Cl$	4	liq.	1,599	x	+ 78°	5,245 à 5,415	Lum. sol. et chaleur	*Id.*

**** *Ethers méthéniques, composés.*

Oxalate méthérique	$C_2 O_3, C_2 H_3 O$	2	cris.	x	vers + 51°	+ 161°	x	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. bichloré	$C_2 O_3, C_2 H Cl_2 O$		liq.	x	x	x	x	Lum. diffuse	Malaguti
Acétate méthérique	$C_4 H_3 O_3, C_2 H_3 O$	4	*Id.*	0,919 à + 22°	x	+ 58°	2,563	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. bichloré	$C_4 H_3 O_3, C_2 H Cl_2 O$	x		1,25	x	de + 145 à + 148°	Altérable	Lum. diffuse	Malaguti
Id. perchloré	$C_4 Cl_3 O_3, C_2 Cl_3 O$	x	liq.	1,691 à + 18°	x	vers + 200°	x	Lum. solaire	Cloez

(1) Il existe plusieurs acétates éthériques, chlorés, intermédiaires que l'on n'a point fait entrer dans ce tableau, parce que leurs principales propriétés sont inconnues. Ces éthers sont :

$C_4 H_2 Cl O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$ — huileux — ne donne pas de chloracétates par les alcalis.
$C_4 H Cl_2 O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$ liquide D = 1,485 à + 25°.
$C_4 Cl_3 O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$ liquide donne des chloracétates par les alcalis.
$C_4 Cl_3 O_3, C_4 H_2 Cl_3 O$, — — *id.*
$C_4 Cl_3 O, C_4 H Cl_4 O$ — — *id.*

F. Leblanc. *Ann. de ch. et de phys.*, 3e série, t. x, p. 197 et suiv.

(2) Le succinate éthérique est considéré comme un sel tri-basique. 2 équivalens de base sont représentés par de l'éther et 1 par de l'eau. Cela permettrait de placer ce composé auprès des phosphovinates et des arséniovinates.

SUITE DU TABLEAU DES ÉTHERS CHLORÉS.

** *Ethers zymotiques, composés*

Noms des éthers.	Formules.	Vol.	Etat.	Poids spécifique.	Point de fusion.	Point d'ébullition.	Poids spéc. à l'état de vap.	Circonstances de la formation de l'éther.	Noms des expérimentateurs.
Carbonate éthérique	$CO_2, C_4 H_5 O$	2	liq.	0,965 à + 19°	x	+ 126°	4,09	Distillation ordin.	Etling, Cahours
Id. bichloré	$CO_2, C_4 H_3 Cl_2 O$	x	*Id.*	x	x	destructible	destr.	Lumière diffuse	Cahours
Id. perchloré	$CO_2, C_4 Cl_5 O$	x	*Id.*	x	x	dest.	*Id.*	Lumière solaire	*Id.*
Oxalate éthérique	$C_2 O_3, C_4 H_5 O$	x	*Id.*	1,0929 à +7°,5	x	+ 184	5,087	Circonstances ord.	Divers chimistes
Id. perchloré	$C_2 O_3, C_4 Cl_5 O$	x	cris.	x	+ 144°	dest.	destr.	Lum. sol. et + 100°	Malaguti
Formiate éthérique	$C_2 HO_3, C_4 H_5 O$	4	liq.	0,915 à + 18°	x	+ 56°	2,567	Circonst. ordinair.	Div. ch.
Id. bichloré	$C_2 HO_3, C_4 H_3 Cl_2 O$	x	*Id.*	1,261 à + 16°	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Id. perchloré	$C_2 ClO_3, C_4 Cl_5 O$	x	*Id.*	1,705	x	+ 200°	*Id.*	Lum. solaire	Cloez
Acétate éthérique (1)	$C_4 H_5 O_3, C_4 H_5 O$	4	*Id.*	0,912	x	+ 53°4	3,067	Circonst. ordinair.	Div. ch.
Id. bichloré	$C_4 H_3 O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$	x	*Id.*	1,301 à + 12°	x	dest. + à 110°	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Id. perchloré	$C_4 Cl_3 O_3, C_4 Cl_5 O$	x	*Id.*	1,78 à + 22°	x	x	x	L. sol. + 110 à 120°	Leblanc
Succinate éthérique (2)	$C_8 H_3 O_3, (C_4 H_5 O), H O$	?	*Id.*	1,036 à + 15°	x	+ 214°	6,217	Circonst. ordinair.	F. D'Arcet-Caho.
Id. perchloré	$C_8 Cl_3 O_3, 2(C_4 Cl_5 O), HO$	x	cris.	x	+115 à 120°	altérable	Altérable	Lumiere solaire	Liebig et Pelouse
Lactate éthérique	$C_{14} H_{13} O_2, C_4 H_5 O$	2	liq.	0,862	x	+225 à + 230°	10,508	Circonst. ord.	Cahours
Id. bichloré	$C_{14} H_{11} Cl_2 O_2, C_4 H_3 Cl_2 O$	x	*Id.*	1.2912 à + 16°5	x	dest.	destr.	Lumière diffuse	Malaguti
Benzoate éthérique	$C_{14} H_5 O_3, C_4 H_5 O$	4	*Id.*	1.539 à + 10°5	x	+ 209°	5,409	Circonst. ordin.	Scheèle
Id. bichloré	$C_{14} H_5 O_2 Cl, C_4 H_3 Cl_2 O$	4	*Id.*	1,346 à + 10°8	x	dest.	dest.	Lumiere diffuse	Malaguti
Camphorate éthérique	$C_{10} H_7 O_3, C_4 H_5 O$	x	*Id.*	1,209 à + 16°	x	+ 207 à 209°	x	Circonst. ord.	*Id.*
Id. bichloré	$C_{10} H_3 O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$	x	*Id.*	1.286 à + 14°	x	dest	destr.	Lumière diffuse	*id.*

Éther	$C_2 H_3 O$	2	gaz.	nul	nul	nul	1,617	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. unichloré	$C_2 Cl H_2 O$	2	liq.	1,315 + 20°	x	+ 105°	3,77 à 4,047	Lumière diffuse	Regnault
Id. bichloré	$C_2 H Cl_2 O$	2	*Id.*	1,606 à + 20°	x	vers + 130°	6,367	*Id.*	*Id.*
Id. trichloré	$C_2 Cl_3 O$	4	*Id.*	1,594	x	vers + 100°	4,670	Lumière solaire	*Id.*
Chlorométhor	$C_2 H_3 Cl$	4	gaz.	nul	nul	nul	1,736	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. unichloré	$C_2 H_2 Cl Cl$	4	liq.	1,344 à + 18°	x	+ 30°5	3,012	Lum. solaire	Regnault
Id. bichloré	$C_2 Cl_2 H Cl$	4		1,491 à + 17°	x	+ 61°	4,230	*Id.*	*Id.*
Id. perchloré	$C_2 Cl_3 Cl$	4	liq.	1,599	x	+ 78°	5,245 à 5,413	Lum. sol. et chaleur	*Id.*

**** *Ethers méthéniques, composés.*

Oxalate méthérique	$C_2 O_3, C_2 H_3 O$	2	cris.	x	vers + 51°	+ 161°	x	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. bichloré	$C_2 O_3, C_2 H Cl_2 O$		liq.	x	x	x	x	Lum. diffuse	Malaguti
Acétate méthérique	$C_4 H_3 O_3, C_2 H_3 O$	4	*Id.*	0,919 à + 22°	x	+ 58°	2,563	Circonst. ord.	Dumas et Péligot
Id. bichloré	$C_4 H_3 O_3, C_2 H Cl_2 O$	x		1,25	x	de + 145 à + 148°	Altérable	Lum. diffuse	Malaguti
Id. perchloré	$C_4 Cl_3 O_3, C_2 Cl_3 O$	x	liq.	1,691 à + 18°	x	vers + 200°	x	Lum. solaire	Cloez

(1) Il existe plusieurs acétates éthériques, chlorés, intermédiaires que l'on n'a point fait entrer dans ce tableau, parce que leurs principales propriétés sont inconnues. Ces éthers sont :

$C_4 H_2 Cl O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$ — huileux — ne donne pas de chloracétates par les alcalis.
$C_4 H Cl_2 O_3, C_4 H_3 Cl_2 O$ liquide D = 1,485 à + 25°.
$C_4 Cl_3 O_3$, $C_4 H_3 Cl_2 O$ liquide donne des chloracétates par les alcalis.
$C_4 Cl_3 O_3$, $C_4 H_2 Cl_3 O$, — — *id.*
$C_4 Cl_3 O$, $C_4 H Cl_4 O$ — — *id.*

F. Leblanc. *Ann. de ch. et de phys.*, 3e série, t. x, p. 197 et suiv.

(2) Le succinate éthérique est considéré comme un sel tri-basique. 2 équivalens de base sont représentés par de l'éther et 1 par de l'eau. Cela permettrait de placer ce composé auprès des phosphovinates et des arséniovinates.

Tableau général des composés du groupe zymique.

1re série.

Ethène	$C_4 H_4$ — $C_4 H_3 H$
Chloréthose	$C_4 Cl_4$ — $C_4 Cl_3 Cl$
Chloroxéthose	$C_4 Cl_3 O$ — $C_4 Cl_3 O$
Éthérole et éthérine	$(C H) \times x$

2e série.

*

Sesqui-chlorure de carbone	$C_4 Cl_6$ — $C_4 Cl_3 Cl_2 Cl$
Zyméther	$C_4 H_5 O$ — $C_4 H_3 H_2 O$
Sulféther	$C_4 H_5 S$ — $C_4 H_3 H_2 S$
Sélénéther	$C_4 H_5 Se$ — $C_4 H_3 H_2 Se$
Telluréther	$C_4 H_5 Te$ — $C_4 H_3 H_2 Te$
Chloréther	$C_4 H_5 Cl$ — $C_4 H_3 H_2 Cl$
Bromether	$C_4 H_5 Br$ — $C_4 H_3 H_2 Br$
Iodéther	$C_4 H_5 I$ — $C_4 H_3 H_2 I$
Cyanéther	$C_4 H_5 Cy$ — $C_4 H_3 H_2 Cy$

* * —

Aldéhyde	$C_4 H_4 O_2$ — $C_4 H_3 O_2 H$
Élaldéhyde	$3 (C_4 H_4 O_2)$
Métaldéhyde	$4 (C_4 H_4 O_2)$
Chloral	$C_4 Cl_3 HO_2$ — $C_4 Cl_3 O_2 H$
Chloral aqueux ou cristallisé	$C_4 Cl_3 HO_2$, 2 HO

3e série.

Acétites	$C_4 H_4 O_3$ — x
Thialol	$C_4 H_5 S_2$ — x

4e série.

*

Acétates	$C_4 H_3 AO_4$ — $C_4 H_3 O_2 O, AO$
Acétate hydrique	$C_4 H_4 O_4$ — $C_4 H_3 O_2 O, HO$
Chloracétates	$C_4 Cl_3 H, O_4$ — $C_4 Cl_3 O_2 O, HO$
Acétate hyd. ayant un poids spéc. de 1,079	$C_4 H_4 O_4$, 2 HO

* *

Alcool	$C_4 H_6 O_2$ — $C_4 H_3 H_2 O, HO$
Alcool à 0,95	$3 (C_4 H_6 O_2)$, HO
Alc. ayant un indice de réfraction maximum	$C_4 H_6 O_2$, HO
Alc. à 0,54 ou du maximum de contraction	$C_4 H_6 O_2$, 6 HO
Sulfalcool	$C_4 H_6 S_2$ — $C_4 H_3 H_2 S$, HS
Alcool potassé ou sodé	$C_4 H_5 (K$ ou $Na) S_2$ — $C_4 H_3 H_2 O$, Na ou K
Sulfate éther-hydrique	$SO_4 (C_4 H_5)$ — $C_4 H_5 O, SO_3$ $SO_4 H$ — $H O, SO_3$
Sulfates éthéro-méthaliques	$SO_4 (C_4 H_5)$ — $C_4 H_5 O, SO_3$ $SO_4 A$ — $A O, SO_3$
Phosphates éthéro-métalliques	$PO_8 (C_4 H_5) A_2$
Arséniates éthéro-métalliques	$As O_8 (C_4 H_5)_2 A$
Éthers composés	$C_4 H_5 O, \overline{A}$ — $C_4 H_3 H_2 O, \overline{A}$

5e série.

Acétone	$C_6 H_6 O_2$ — $C_4 H_3 O_2 H, C_2 H_2$

III^e GROUPE.

GLYCÉRÉS.

Glycérine, ses dérivés et ses annexes.

Glycérène, Glycéryle, Glycérine, Acrolénie, Acrylates.

Glycérène $C_6 H_6$ — Liebig.

M. Pelouze a le premier comparé la glycérine $C_6 H_8 O_6$ à l'alcool. Si de cet alcool on retranche la valeur de deux équivalens d'eau pour obtenir le radical primitif, on a $C_6 H_6 O_4$. En transformant l'oxygène en hydrogène, on aurait $C_6 H_{10}$; un radical combiné. Si l'on admettait que la glycérine est un simple hydrate, le radical serait $C_6 H_{12}$. Dans l'ignorance où nous sommes du rôle de l'oxygène dans ces composés, il n'en a point été tenu compte. Cependant, quand on veut oxyder la glycérine par la chaux potassée, on obtient un *formiate* et un *acétate*. Ceci indiquerait que le glycérène est bien $C_6 H_6$ ou $C_2 H_2 + C_4 H_4$ pénétrés ensemble.

GLYCÉRINE.—*Principe doux des huiles*, Schéele. $C_6 H_8 O_6 = C_6 H_7 O_5, HO$. Ce composé découvert par Schéele, et étudié par M. Chevreul et par M. Pelouze, existe naturellement dans les graisses animales et dans les huiles grasses, et il vient d'être trouvé tout récemment dans le jaune de l'œuf de la poule, par M. Gobley, où il se trouve combiné avec l'acide phosphorique. C'est un liquide incolore ou légèrement jaunâtre, visqueux, inodore, d'*une saveur sucrée*. Son poids spécifique varie de 1,25 à 1,27; ce corps est détruit par l'ébullition; cependant, il peut être entraîné en partie par la vapeur d'eau. Il est combustible et brûle avec flamme.

La glycérine est attaquée par le chlore : il se forme un produit floconneux d'une couleur blanche, d'une odeur analogue à celle de l'éther, d'une saveur qui paraît amère, acide, et astringente; sa composition est représentée par $C_{12} H_{11} Cl_3 O_{10}$. Ce composé correspondrait à un éther chloré et sa molécule serait double, comme celles des éthers des groupes précédens.

Le brôme donne naissance à un produit de consistance

huileuse, d'une odeur éthérée, dont la formule est la même que la précédente, à cela près que le brôme remplace le chlore.

L'azotate hydrique détruit la glycérine et donne finalement de l'oxalate hydrique. Le sulfate hydrique s'unit avec elle et donne ainsi naissance au *sulfate glycer-hydrique* (acide sulfo-glycérique). Si l'on ajoute du bioxyde manganique au mélange de ces deux corps, on obtient de l'acide carbonique et du formiate hydrique.

La glycérine précipite le cuivre de la dissolution de son sulfate, lorsqu'on les fait bouillir ensemble.

On obtient de la glycérine très pure en saponifiant de l'huile d'olive ou des graisses animales, par de la litharge ou du massicot, en présence de l'eau; on chauffe le tout ensemble en ayant soin d'ajouter de l'eau *bouillante* pour remplacer celle qui s'évapore. Lorsque la réaction est terminée, la glycérine existe en dissolution dans l'eau; mais comme elle tient dissous de l'oxyde de plomb, on y fait passer un courant de gaz sulfure hydrique qui précipite ce métal. La liqueur est ensuite soumise à l'ébullition pour chasser l'excès de sulfure hydrique, décantée, filtrée sur du charbon animal lavé, concentrée dans une étuve et finalement dans le vide de la machine pneumatique.

SULFATE GLYCER-HYDRIQUE. — *Acide sulfo-glycérique*, Pelouze; sulfate d'*oxide de glycéryle*, Lieb. $\left.\begin{matrix} SO_4 \\ SO_4\ H. \end{matrix}\right\} (C_6 H_7 O_5)$

Ce composé est un liquide instable, qui peut s'unir avec les oxydes métalliques qui donnent lieu à des *sulfo-glycérates* en éliminent de l'eau. Il est très acide et se détruit rapidement sous l'influence de la chaleur. On peut l'obtenir en unissant directement le sulfate hydrique avec la glycérine ou en décomposant un sulfo-glycérate métallique par un agent convenable. On l'obtient encore en traitant les corps gras glycériques par le sulfate hydrique : il se forme du sulfate glycérhydrique et un acide gras est éliminé.

Le *sulfate glycéro-calcique* est solide, cristallisable, soluble dans l'eau, mais insoluble dans l'alcool et l'éther. Chauffé vers +150° il se décompose en donnant un produit irritant fortement l'organe olfactif et les yeux; produit qui est probablement l'*acroléine*.

Les sulfates glycéro-métalliques *desséchés* ont pour formule générale $\left\{\begin{matrix} SO_4\,(C_6H_7O_4) \\ SO_4\,A \end{matrix}\right.$

PHOSPHATE GLYCER-HYDRIQUE. — *Acide phospho-glycérique.* Pelouze. $PO_8, H_3\,(C_6H_7O_5)$. Ce composé existe naturellement dans le jaune de l'œuf de la poule, selon M. Gobley; il se forme lorsque l'on met en contact l'acide phosphorique avec les phosphates trihydriques. La température s'élève au moins jusqu'à + 100° en opérant sur une trentaine de grammes de matière; ce qui est la preuve d'une véritable union chimique. Si l'on ajoute du carbonate barytique au mélange, de l'acide carbonique se dégage, il se fait un précipité de phosphate barytique provenant de l'acide en excès et du phosphate glycéro-barytique demeure dissous. En décomposant ce phosphate par le sulfate hydrique en proportion convenable, on obtient le composé glycer-hydrique en dissolution. Le phosphate glycéro-calcique est moins soluble à + 100 qu'à la température ordinaire; cela fait que sa dissolution saturée se trouble lorsqu'on la chauffe. M. Pelouze a aussi préparé les phosphates glycériques de baryte et de plomb. Ils ont tous la même formule que celle du phosphate hydrique : il suffit de remplacer l'hydrogène par le métal convenable.

ACROLÉINE. $C_6H_4O_2$ Lorsqu'on distille les corps gras, il se dégage un produit volatil d'une odeur âcre et insupportable. Ce produit est dû à la destruction de la glycérine et M. Redtenbacher est parvenu à l'isoler. C'est un liquide incolore, d'une consistance huileuse, réfractant fortement la lumière, possédant une odeur vive insupportable et une saveur brûlante; elle est assez soluble dans l'eau, et soluble en toutes proportions dans l'éther. L'acroléine absorbe facilement l'oxygène de l'air en donnant naissance à une matière blanche, solide, qui pourrait être représentée par cette formule : $C_{10}H_7O_4$ et à de l'acroléate hydrique; aussi réduit-elle plusieurs oxydes métalliques; le sulfate hydrique la détruit, le chlorure hydrique aqueux la dissout en toutes proportions (1) lorsqu'on la met

(1) Il paraît qu'en faisant cette dernière expérience, il s'est formé une fois une matière noire, d'une si grande dureté, qu'elle n'a pu être broyée que dans un mortier d'acier

en contact avec l'azotate hydrique ou l'oxyde hydro-potassique elle détonne et produit une résine *d'une odeur agréable*.

Pour obtenir l'acroléine M. Redtenbacher recommande de mélanger de l'acide phosphorique avec de la glycérine, privée d'eau autant que possible, et de le soumettre à la distillation. Le produit distillé forme trois couches : la moins dense est de l'acroléine impure. On ajoute de l'oxyde de plomb au produit, et on le distille de nouveau après l'avoir fait digérer à une température de + 40° environ dans un vase bien bouché et rempli de gaz carbonique.

La distillation se fait aussi dans un appareil rempli de gaz carbonique ; on l'arrête lorsque la température du mélange s'élève à + 52° ; le produit est desséché par le chlorure calcique et distillé encore une fois en usant toujours des mêmes précautions.

ACRYLATE HYDRIQUE.— *Acide acrylique*, Redt. $C_6H_4O_4.O$. Ce composé ressemble beaucoup à l'acétate hydrique par son odeur et sa saveur ; comme lui, il est volatil et peut être distillé sans altération. Ces deux produits sont même difficiles à distinguer jusque dans les divers sels métalliques auxquels ils correspondent ; qui plus est même, on peut transformer l'acrylate argentique en acétate. Pour cela il suffit de le dissoudre dans l'ammoniaque et de saturer la dissolution par de l'azotate hydrique. L'acétate se dépose dans la liqueur. L'acrylate argentique se distingue pourtant de l'acétate en ce que sa dissolution abandonne de l'argent métallique lorsqu'on la fait bouillir.

L'*acrylate sodique* cristallise en petits mamelons et se dissout en plus grande quantité dans l'eau que l'acétate ; l'*acrylate plombique* forme aussi des cristaux mamelonnés. L'*acrylate barytique* se prend en masse gommeuse par l'évaporation.

L'acrylate hydrique se forme par l'oxydation directe de l'acroléine au contact de l'air. Il s'en forme encore en ajoutant de l'azotate argentique à une dissolution aqueuse d'acroléine : une partie de l'argent est réduite, tandis qu'une autre demeure en dissolution pour former l'acrylate argentique ; mais pour obtenir l'acrylate hydrique, il est convenable d'employer l'oxyde argentique pour oxyder l'acroléine ; il se dépose de l'argent métallique en même temps qu'il

orme de l'acrylate argentique qui demeure dissous :

$$\underset{\text{léine.}}{C_4 O_2} + \underset{\text{Oxyde argentique.}}{2\,Ag\,O} = \underset{\text{Acrylate argentique.}}{C_6 H_3 Ag O_4} + \underset{\text{Argent.}}{2\,Ag} + \underset{\text{Eau.}}{HO}$$

ns cette réaction la température s'élève beaucoup, c'est quoi il est convenable d'opérer dans un bain réfrigérant la crainte de vaporiser l'acroléine sans l'acidifier. L'acry- argentique se dépose pendant le refroidissement; le dépôt ecueilli, traité par l'eau bouillante pour dissoudre l'acry- et le faire cristalliser par refroidissement; on peut dé- e le sel obtenu par le chlorure ou par le sulfure hydrique obtenir l'acrylate hydrique.

analogie des propriétés de l'acroléine et de l'acrylate hy- ue avec l'aldéhyde et l'acétate hydrique est frappante. léhyde et l'acroléine ont toutes deux une odeur suffocante tant le larmoiement; toutes deux donnent une résine l'oxyde hydro-potassique, toutes deux réduisent les sels gent, toutes deux s'oxydent pour donner des sels hydri- dont l'analogie a été indiquée. La composition de tous roduits correspondans des deux séries est la même, si 'est que la série acroléique contient 2 équivalens de car- e de plus que la série zymosique. Si l'on se fondait sur renseignemens, le radical fondamental de la série serait 4; mais ce radical ne s'accorde point avec la constitution glycérine.

Composés de la série glycérique.

Glycérène	$C_6 H_6$
Glycéryle	$C_6 H_7$
Glycérine.	$C_6 H_7 O_5$, HO
Sulfates glycériques	$S_2 O_8 \Delta (C_6 H_7 O_4)$
Phosphates glycériques	$PO_8 \Delta_2 (C_6 H_7 O_4)$
Acroléine.	$C_6 H_4 O_2$
Acrylates	$C_6 H_3 \Delta O_4$

GALACTÉS.

Butyrine et lactine; dérivés et annexes.

* *Butyrés.*

Butyrène, Butyryle, Butyrates, Butyramide, Butyrine, Butyrons, Butyrazotates, Chlorobutyrène, Caprates, Caproates, Caprylate, Vaccinates.

Hircates et Phocénates.

** *Lactés.*

Lactine, Lactates, Lactide, Lactone, Lactamide.

* *Butyrés.*

Butyrène. $C_8 H_8 = 56 = 700$ — **Butyryle** $= C_8 H_9 = 57 = 712{,}5$.

Le *butyrène* est le quadruple du *méthène* et le double de l'*éthène*. Le double bi-carbure d'hydrogène de Faraday peut être considéré comme le butyrène, car il en a la composition (V. t. 1, p. 533). Il est remarquable en ce qu'il est le radical d'une série de corps gras et qu'on l'obtient par la distillation d'autres corps gras, sans doute, beaucoup plus condensés, qui subissent de simples divisions.

Le *butyryle* est inconnu à l'état de liberté.

BUTYRATES. $C_8 H_7 \Delta O_4$. Ces composés ont leur origine dans le beurre de la vache et dans la fermentation des sucres, après la production de l'alcool et celle des lactates. Ces produits ont été découverts par M. Chevreul, et étudiés ensuite par MM. Pelouze et Gélis.

Butyrate hydrique. — *Acide butyrique, Omn. ch.* $C_8 H_8 O_4$. Ce produit est liquide, incolore, très fluide, d'une odeur pénétrante de beurre rance, d'une saveur brûlante; appliqué sur la langue, il y laisse une tache blanche. Son poids spécifique $= 0{,}963$ à $+ 15°$; il bout vers $+ 164°$ et peut être distillé sans altération. Le poids spécifique de sa vapeur, déterminé par expérience, a varié entre 3,23 et 3,275, de $+ 180$ à $+ 215°$; le calcul indique qu'elle aurait dû être 3,09. Un abaissement de température jusqu'à $- 9°$ ne le solidifie point.

Il brûle avec flamme en répandant de la fumée. Il est soluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles grasses, le sulfate et l'azotate hydriques. Il dissout facilement la plupart des matières grasses.

Lorsqu'on soumet le butyrate hydrique à un courant de chlore sec, sous l'influence de la lumière, il se forme d'abord un composé liquide $C_8 \overline{H_6 Cl_2} O_4$, et plus tard un composé solide $C_8 \overline{H_4 Cl_4} O_4$.

Le produit liquide est incolore, visqueux, d'une odeur analogue à celle du butyrate hydrique. Son poids spécifique est plus grand que celui de l'eau. Il est presque insoluble dans ce liquide; mais il se dissout en toutes proportions dans l'alcool. La potasse, la soude et l'ammoniaque forment avec lui des sels très solubles dans l'eau. Il est volatil, mais on ne peut cependant le distiller sans qu'il y en ait une partie qui s'altère complétement. Il est combustible et brûle avec une flamme verte. Mis en présence de l'alcool et du sulfate hydrique, il donne naissance à un éther composé particulier. Cet éther est liquide, peu soluble dans l'eau et très soluble dans l'alcool et dans le zyméther. Sa composition conduit à adopter cette formule : $C_8 \overline{H_5 Cl_2} O_3$, $C_4 H_5 O$.

Le produit solide, extrait par la pression entre des doubles de papier sans colle et purifié par des cristallisations dans l'éther, est sous forme de prismes à bases rhomboïdiques; il est insoluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool et l'éther. Il entre en fusion à + 140° et peut être distillé sans altération apparente. Mis en présence de l'alcool et du sulfate hydrique, il donne naissance à une masse solide, qui se fluidifie à une température peu élevée, et donne deux liquides distincts : le plus dense peut être un éther composé de la formule $C_8 \overline{H_5 Cl_4} O_3$, $C_4 H_5 O$.

Les butyrates méthérique et butyrique ont été décrits précédemment, pages 492 et 541.

Une des réactions les plus remarquables du butyrate hydrique est celle qui a lieu en présence du sulfate hydrique et de la glycérine. Si l'on ajoute de l'eau à ce mélange, après l'avoir chauffé légèrement pour faciliter la réaction, il se sépare une matière grasse, neutre, qui possède tous les caractères de la butyrine. *Cette réaction donne le premier exem-*

ple d'une matière grasse neutre, reproduite par ses éléments.

Le butyrate hydrique peut être extrait du beurre par la saponification; mais on l'obtient beaucoup plus facilement en soumettant du glucose à la fermentation, sous l'influence du fromage blanc ou du gluten végétal. On opère en présence de la craie et l'on obtient finalement du butyrate calcique. Cette fermentation étant décrite dans l'appendice à la chimie organique, il sera seulement question ici de l'emploi du butyrate calcique pour préparer le butyrate hydrique.

Le butyrate calcique est dissous dans à-peu-près 4 fois son poids d'eau et l'on y ajoute environ un dixième de son poids de chlorure hydrique aqueux ordinaire. Le tout est introduit dans un appareil distillatoire et soumis à la distillation jusqu'à ce que l'on ait recueilli environ le quart du liquide employé. Le produit recueilli est un mélange d'eau, de butyrate, d'acétate et d'un peu de chlorure hydrique. On le met en contact avec le chlorure calcique qui donne naissance à deux liquides de densités différentes : celui qui occupe la partie supérieure est le butyrate hydrique. On le sépare de la couche inférieure et on le soumet à la distillation dans une cornue munie d'un thermomètre passé dans sa tubulure. On ne commence à recueillir le produit distillé que lorsque le thermomètre marque + 164°. On pousse la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste plus dans la cornue qu'une petite quantité d'un liquide brun, formé en grande partie de chlorure calcique, d'un peu de butyrate hydrique et d'une matière altérée par la chaleur.

Les divers butyrates métalliques sont très faciles à préparer, en saturant le butyrate hydrique par des oxydes ou des carbonates.

Butyrate magnésique. $C_8 H_7 Ma O_4, 5 HO$. Ce sel est cristallisé en lames nacrées comme le borate trihydrique. Il perd facilement par la chaleur l'eau qu'il renferme.

Butyrate calcique. $C_8 H_7 Ca O_4, x HO$. Ce sel se cristallise en aiguilles fines. Lorsqu'on le chauffe à + 140°, il abandonne de l'eau et il ne reste que le sel anhydre; à une température plus élevée, il abandonne de la *butyrone*. A la température ordinaire, le sel cristallisé est soluble dans 5,69 parties d'eau. Il est moins soluble à chaud qu'à froid; aussi sa dissolution se trouble-t-elle lorsqu'on la chauffe.

Butyrate barytique. $C_8 H_7 Ba O_4, 4 HO$. Ce sel cristallise

en longs prismes aplatis, d'une transparence parfaite. Chauffé vers + 100°; il fond sans rien perdre de son poids. Projeté à la surface de l'eau, il y éprouve un mouvement giratoire comme le camphre (1); ce liquide en dissout 0,362.

Butyrate plombique. $C_8 H_7 Pb O_4$. On obtient ce butyrate en versant du butyrate hydrique dans une dissolution d'acétate plombique : il se précipite sous forme d'un liquide incolore dont la densité est beaucoup plus grande que celle de l'eau. Desséché à + 130°, il est anhydre.

Butyrate potassique. Sel déliquescent; mais beaucoup moins que l'acétate potassique et donnant, avec les sels d'argent et d'équioxyde de mercure, des précipités en paillettes blanches et nacrées, comme ceux formés par les acétates.

Le *butyrate ammonique* est déliquescent comme le butyrate potassique.

Le *butyrate argentique* est anhydre. Lorsqu'on le chauffe, il ne laisse qu'un résidu d'argent très pur.

Le *butyrate cuprique*, $C_8 H_7 Ag O_4$, est très peu soluble dans l'eau et peut être obtenu par double décomposition : il forme un précipité d'un vert bleuâtre que l'on peut faire cristalliser en le dissolvant dans l'eau bouillante. Par la chaleur il perd 1 équivalent d'eau, mais il se décompose en même temps.

BUTYRAMIDE. $C_8 H_9 Az O_2 = C_8 H_7 O_2, Az H_2$. Cette substance est cristallisable en tables nacrées d'un blanc éclatant ; elle est incolore et limpide, inaltérable au contact de l'air; sa saveur est sucrée et fraîche, suivie d'un arrière-goût amer. Elle fond vers + 115°, est volatile sans altération et inflammable. Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et le zyméther. Comme les autres amides sa dissolution n'est point décomposée à froid par l'oxyde hydro-potassique; mais à la température de l'ébullition, elle donne l'indice de l'ammoniaque en même temps qu'il se forme un butyrate.

La butyramide se forme en mettant en contact 1 partie de butyrate éthérique et 5 à 6 parties d'ammoniaque liquide, La réaction n'est complète qu'après une dizaine de jours. En évaporant la liqueur jusqu'au tiers de son volume, la butyramide cristallise par refroidissement.

---

(1) Les autres butyrates jouissent de la même propriété, selon MM. Pelouze et Gélis.

BUTYRINE. $C_{44}H_{14}O_8 = C_8H_7O_3, C_8H_7O_3$? La butyrine est une matière grasse, qui existe naturellement dans le beurre et qui a pu être reproduite artificiellement par la réaction de la glycérine, du butyrate et du sulfate hydriques (V. p. 571). Elle a été obtenue et étudiée par M. Chevreul. La butyrine ressemble à une huile plus ou moins jaunâtre qui ne se solidifie qu'à environ 0°; elle est insoluble dans l'eau mais elle est soluble en toutes proportions dans l'alcool pur et dans l'éther. L'alcool à 0,822 ne la dissout en toutes proportions que lorsqu'il est bouillant. Un mélange de deux parties de butyrine et de dix parties de cet alcool se trouble par le refroidissement, tandis que s'il contient douze parties de butyrine il ne se trouble pas dans les mêmes circonstances.

La butyrine, traitée par les oxydes métalliques, donne naissance à des byturates et à de la glycérine.

BUTYRONE C_7H_7O = 2 volumes $\left\{\begin{matrix} C_8\,H_8\,O_2 \\ C_6\,H_6 \end{matrix}\right\}$ = 4 volum.

Ce produit observé par M. Krauss et par MM. Gélis et Pelouze a été étudié par M. Chancel (1); c'est un liquide incolore et limpide possédant une odeur très vive; sa saveur est brûlante; son poids spécifique = 0,83, il bout à + 144°; le poids spécifique de sa vapeur = 4, refroidi par un mélange d'acide carbonique solide et d'éther il se prend en masse cristalline, il est inflammable, presque insoluble dans l'eau, mais soluble en toutes proportions dans l'alcool. L'acide chromique l'enflamme immédiatement au contact de l'air.

On obtient la butyrone en distillant le butyrate calcique. Il faut chauffer très lentement et, autant que possible maintenir la cornue à la température à laquelle le produit commence à distiller afin d'éviter les réactions successives qui seraient dues à une température inégale et qui détruiraient une partie du produit en compliquant la réaction. Le produit ainsi recueilli est soumis à une nouvelle distillation dans une cornue munie d'un thermomètre et l'on recueille à part le produit qui passe entre + 140 et 145°.

La butyrone peut être représentée par de l'acide butyrique anhydre, moins de l'acide carbonique. L'égalité suivante indique cette circonstance.

(1) *Annuaire de chimie*, Paris, 1846, pag. 357.

$$\underbrace{C_8 H_7 Ca O_4}_{\text{Butyrate calcique.}} = \underbrace{C_7 H_7 O}_{\text{Butyrone.}} + \underbrace{CO_3 Ca}_{\text{Carbonate calcique.}}.$$

BUTYRAZOTATES. — *Butyro-nitrates*. Ces produits se forment en faisant réagir l'un sur l'autre la butyrone et l'azotate hydrique: on obtient ainsi un liquide huileux, plus dense que l'eau, fortement coloré en jaune, possédant une odeur aromatique et une saveur sucrée, ne se congelant point lorsqu'on le soumet à l'action d'un mélange réfrigérant de zyméthet et d'acide carbonique solide, inflammable et brûlant avec une flamme rougâtre, insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool.

Ce produit paraît se former par un équivalent d'hydrogène de la butyrone, qui se trouve remplacé par un équivalent d'acide azotosique.

$$C_7 H_7 O + Az O_6 H = C_7 H_6 (Az O_4) O, 2 HO.$$

Ce composé correspond à un sel bibasique dans lequel les deux équivalens d'hydrogène attribués à l'eau peuvent être remplacés par d'autres métaux. Les formules suivantes donnent une idée de ces sortes de sels.

Butyrazotate	hydrique	$C_7 H_6 Az O_5$, H O, H O
—	hydro-potassique	$C_7 H_6 Az O_5$ H O, K O
—	argentique	$C_7 H_6 Az O_5$ Ag O, Ag O
—	hydro-argentique	$C_7 H_6 Az O_5$ Ag O, HO
—	plombique	$C_7 H_6 Az O_5$ Pb O, Pb O

CHLOROBUTYRÈNE. $C_{14} H_{15} Cl$. Liquide, incolore limpide, possédant une odeur pénétrante; moins dense que l'eau, bouillant à + 116°, inflammable, insoluble dans l'eau et soluble dans l'aloool. On l'obtient en distillant la butyrone avec l'acide chloro-phosphorique et en répétant plusieurs fois cette opération sur le produit distillé.

CAPRATES $C_{20} H_{19} \Delta O_4$. Ces composés dérivent, comme les précédens, d'un des produits naturels du beurre.

Le caprate hydrique, $C_{20} H_{20} O_4$ est liquide comme le butyrate; son odeur rappelle celle du bouc; son poids spécifique =0,9103 à + 18°; sous l'influence de l'air, il se prend en masse cristalline; on peut cependant le refroidir jusqu'à — 11°5 sans qu'il passe à l'état solide; il bout au-dessus de + 100° et

peut être distillé sans altération. Il se dissout dans 6 parties d'eau à + 20°. L'alcool le dissout en toutes proportions.

Le *caprate barytique* C_{20} H_{19} Ba O_4 cristallise en cristaux aiguillés ou en lamelles brillantes, par voie de refroidissement; par évaporation spontanée il donne des petites écailles réunies sous forme dendritique. Il ne s'altère point lorsqu'on le chauffe jusqu'à + 100°. Il est très peu soluble dans l'eau.

CAPROATES. Le caproate hydrique a été extrait d'un des produits du beurre pour la première fois par M. Chevreul. Les caproates ont, ainsi que les sels suivans, été étudiés dans ces derniers temps par M. Lerch.

Les procédés d'extraction des acides volatils du beurre, seront donnés tous ensemble à la suite des vaccinates.

Caproate hydrique $C_{12}H_{12}O_4$, Lerch. Ce produit est liquide, limpide et possède une odeur analogue à celle de l'acide acétique; il a une saveur acide avec un arrière-goût sucré, il laisse une tache blanche sur la langue, comme le butyrate hydrique. Son poids spécifique = 0,922 à + 26°, il est encore liquide à — 9°, et son point d'ébullition est supérieur à + 100; il peut être distillé sans altération à l'abri du contact de l'air. L'eau n'en dissout que la 96e partie de son poids à + 7°; il est soluble en toutes proportions dans l'alcool.

Le *caproate barytique* $C_{12}H_{11}$ Ba O_4, cristallise en aiguilles prismatiques d'un éclat soyeux, ne contenant point d'eau et ne s'altérant point dans le vide; à + 10° l'eau en dissout 0,08.

Le *caproate argentique* est amorphe et insoluble dans l'eau. On l'obtient par double décomposition.

Les *caproates potassique*, *sodique*, *ammonique* et *strontique*, sont solubles dans l'eau.

Le *caproate éthérique* $C_{12}H_{11}O_3$, C_4H_5O, ressemble au butyrate éthérique, seulement il a une saveur plus prononcée et une odeur analogue à celle du beurre; son point d'ébullition est à + 120°.

CAPRYLATES $C_{16}H_{15}\Delta O_4$. Selon M. Lerch., les produits de cet ordre auraient été confondus avec les caprates, par M. Chevreul.

Le *caprylate barytique* cristallise en petites écailles micacées lorsque sa dissolution bouillante l'abandonne par le refroidissement. Par évaporation spontanée, il donne des cristaux en

grains blancs. Ses formes cristallines le distinguent du
te barytique. Il est plus soluble que ce dernier, et se trouve
les eaux-mères de ses cristaux. Il est anhydre et inaltéra-
l'air, mais sa dissolution se décompose dans cette der-
circonstance; ce qui n'a pas lieu pour le caprate.
caprylate plombique est blanc, pulvérulent, très peu solu-
dans l'eau, fusible au-dessous de 100° et inaltérable à l'air.
le prépare par double substitution entre le caprylate bary-
e et l'azotate plombique.
caprylate argentique est aussi insoluble et s'obtient par
procédé semblable, en remplaçant l'azotate argentique par
otate plombique.

VACCINATES. $C_8 H_7 \Delta O_4$, $C_{12} H_{11} \Delta O_4$? Ces sels paraissent
nères avec les caprates; mais ils sont plutôt formés par
imple réunion d'un butyrate et d'un caproate. Ils dérivent
ne matière qui se trouve quelquefois dans le beurre et qui
ent lieu de butyrine et de caproïne. Le *vaccinate hydrique*
st pas encore connu comme on le verra bientôt.

Le *vaccinate barytique* est sous forme de cristaux mamelonnés
retiennent de *l'eau de cristallisation* et s'effleurissent à l'air.
possède une odeur de beurre très prononcée. Il est aussi
able dans l'eau que le butyrate barytique; sa dissolution
rée coule comme de l'huile (1), cette dissolution reproduit
vaccinate; mais lorsqu'elle a été exposée à l'air, elle donne
cristaux de butyrate et de caproate barytiques. La même
nsformation a lieu lorsqu'on la soumet à l'ébullition, sans
il se dégage aucune vapeur acide et sans que le produit
de sa neutralité. Quand on décompose le vaccinate baryti-
par le sulfate hydrique, on n'obtient point non plus de
nate hydrique; mais du butyrate et du caproate hydri-
. La dissolution du vaccinate barytique donne, par l'azo-
argentique, un précipité blanc, qui, après quelque temps,
ale l'odeur d'acide butyrique.

(1) L'eau ne dissolvant que 0,36 de butyrate barytique et une si petite quan-
de matière paraissant ne pas devoir donner autant de viscosité à l'eau, il est
able que le vaccinate est amorphe et peut-être particulaire; c'est en cristal-
il qu'il retourne à l'état primitif, et non en absorbant de l'oxygène, comme
nse M. Liebig.

peut être distillé sans altération. Il se dissout [illegible]
d'eau à + 20°. L'alcool le dissout en toutes p[illegible]

Le *caprate barytique* $C_{20}H_{19}BaO_4$ cri[illegible]
aiguillés ou en lamelles brillantes, par voi[illegible]
par évaporation spontanée il donne des [illegible]
sous forme dendritique. Il ne s'alt[illegible]
chauffe jusqu'à + 100°. Il est très p[illegible]

CAPROATES. Le caproate hydri[illegible]
produits du beurre pour la prep[illegible]
Les caproates ont, ainsi que les [illegible] et le caproate,
ces derniers temps par M. Ler[illegible] accouplés. La liqueu

Les procédés d'extraction [illegible] l'évaporation, abando
ront donnés tous ensemble [illegible]ique, et le butyrate de

Caproate hydrique $C_{12}H$[illegible] le concentre pas trop. T
limpide et possède une o[illegible]u salin, non dissous par le p
tique; il a une saveur ac[illegible] liqueur à la cristallisation:
une tache blanche sur [illegible] de caprate barytique; les eau
Son poids spécifique [illegible] qu'il faut faire cristalliser p
à — 9°, et son poi[illegible] du caproate qu'il pourrait c
peut être distillé [illegible]
L'eau n'en disso[illegible] caprique, caproïque, caprylique et même
il est soluble en [illegible] de ce dernier, existent dans le beur

Le *caproate* [illegible] ces produits dérivent de radicaux dille
prismatiques [illegible] de très grands rapports les uns avec les aut
et ne s'alté[illegible] minemment comparables, qui sont tous formé
0,08. [illegible] de C_4H_4, de telle manière que ce radical étar

Le *capr*[illegible]
On l'obti[illegible]

Butyrate hydrique . .	R_2	O_4
Caproate hydrique . .	R_3	
Caprylate hydrique . .	R_4	
Caprate hydrique . .	R_5	

Les c[illegible]
que, so[illegible]

Le [illegible]
tyrat[illegible]
un[illegible]
est[illegible]

Vaccinate hydrique	R_2 / R_3	O_4?

[illegible] hydrique commencerait la série, et comme on le sait, il
[illegible] des précédens, puisqu'il se forme dans la fermentation des suc
[illegible] hydrique. Ces produits représentent, sans aucun doute, divc
[illegible] mode d'action; leur communauté d'origine les rattache les u
[illegible] plus que leur mode de composition.

[illegible] au vaccinate barytique, il est bien évident qu'il est formé
[illegible] du butyrate et du caproate barytiques, sous l'influence d'
[illegible] et qu'il suffit du temps ou de la présence de quelque agent
[illegible] d'influence qui s'oppose à la séparation des deux produ

…posés doivent leur ori-
…turellement dans
…*m opulus*. Ils
…, Chevr. $C_{10}H_8O_4$
…uide incolore, doué
…ois à celles de l'acétate
…saveur est mordicante et
…ne sur la langue quand on
…ique = 0,932 à + 28°; il ne
…bout au-dessus de + 100°. Il est
…re distillé sans altération. Il brûle
…ut le 18e de son poids à + 30°. Le
…t le chlorure calcique le séparent de sa
…; le sulfate hydrique concentré le dissout
…otate hydrique le dissout moins facilement
…pas non plus. La dissolution aqueuse de pho-
…ne est altérable à l'air et prend l'odeur de cuir
…huile de baleine.

…éparer le phocénate hydrique, on met en présence
… de tartrate hydrique et de l'huile de baleine, et l'on
…. Le phocénate hydrique, qui est volatil, passe dans le
…rient où il se trouve brûlé avec quelques *acides gras* soli-
… faciles à séparer après un refroidissement convenable. Le
…ide existant est saturé par l'eau de baryte et soumis à la
…tallisation. Le sel obtenu est mis en présence du sulfate ou
…phosphate barytique, fixe, et le phocénate hydrique
…ille.

…es *phocénates natroïdiques* sont solubles dans l'eau; celui
…oude est même déliquescent. Le phocénate barytique a
…plus étudié que les autres. Il peut être obtenu en cristaux
…olores, possédant une faible odeur de phocénate hydrique;
…e dissout dans un poids d'eau égal au sien à + 20°; il est
…s soluble dans l'eau bouillante. Soumis à la dessiccation
…s le vide, il perd 0,024 de son poids d'eau. Soumis à la
…illation, il donne un liquide volatil, d'une odeur forte,
…oluble dans l'oxyde hydro-potassique, qui est peut-être la
…*cénone*, ou $2\,(C_{10}H_7BaO_4) - 2\,CO_3Ba = C_{18}H_{14}O_2$?

Extraction des sels hydriques volatils du beurre.

Saponifier le beurre par la potasse caustique, y ajoute sulfate hydrique dilué et soumettre le mélange à la dist tion, recueillir le quart du produit, remplacer par de l chaude celle de la cornue qui s'est évaporée, continuer la tillation et recommencer ainsi tant qu'il passe des prod *acides*. Saturer par l'eau de baryte la liqueur distillée, l'év rer jusqu'à siccité dans une étuve, la traiter par une fa quantité d'eau qui dissout le butyrate et le caproate, e vaccinate, si ces derniers sels se sont accouplés. La liqueu ce premier traitement, soumise à l'évaporation, abando des cristaux de caproate barytique, et le butyrate dem dans les eaux-mères si on ne le concentre pas trop. Tra par l'eau bouillante le résidu salin, non dissous par le pre traitement, abandonner la liqueur à la cristallisation : on tient ainsi des cristaux de caprate barytique ; les eaux-m contiennent le caprylate qu'il faut faire cristalliser plusi fois, afin de le purifier du caproate qu'il pourrait conte

Il est évident que les acides caprique, caproïque, caprylique et même vaccini si l'on veut admettre l'existence de ce dernier, existent dans le beurre, com avec la glycérine, et forment ainsi autant de matières grasses neutres. Il est évident encore que, quoique ces produits dérivent de radicaux différens, ces radicaux n'ont pas moins de très grands rapports les uns avec les autres, et q donnent des produits éminemment comparables, qui sont tous formés par la condensation successive de $C_4 H_4$, de telle manière que ce radical étant repré par R, on aurait :

Butyrate hydrique . .	R_2	O_4
Caproate hydrique . .	R_3	
Caprylate hydrique . .	R_4	
Caprate hydrique . .	R_5	
Vaccinate hydrique	R_2 / R_3	O_4 ?

L'acétate hydrique commencerait la série, et comme on le sait, il est un c nère des précédens, puisqu'il se forme dans la fermentation des sucres, com butyrate hydrique. Ces produits représentent, sans aucun doute, divers degré même mode d'action; leur communauté d'origine les rattache les uns aux aussi bien que leur mode de composition.

Quant au vaccinate barytique, il est bien évident qu'il est formé par la ré directe du butyrate et du caproate barytiques, sous l'influence d'une très force, et qu'il suffit du temps ou de la présence de quelque agent pour d cette espèce d'influence qui s'oppose à la séparation des deux produits.

Appendice aux produits butyrés.

HOCÉNATES. $C_{10}H_7\Delta O_4$. Ces composés doivent leur ori- au phocénate hydrique, qui existe naturellement dans ile de marsouin et dans les baies du *viburnum opulus*. Ils été découverts et étudiés par M. Chevreul.

HOCÉNATE HYDRIQUE. — *Acide phocénique*, Chevr. $C_{10}H_8O_4$ $C_{10}H_7HO_4$. Ce produit est un liquide incolore, doué ne odeur forte, analogue tout à-la-fois à celles de l'acétate rique et du beurre rance. Sa saveur est mordicante et rée; il laisse une tache blanche sur la langue quand on pplique; son poids spécifique = 0,932 à + 28°; il ne olidifie point à — 9° et bout au-dessus de + 100°. Il est outre volatil et peut être distillé sans altération. Il brûle flamme. L'eau dissout le 18e de son poids à + 30°. Le sphate hydrique et le chlorure calcique le séparent de sa olution aqueuse; le sulfate hydrique concentré le dissout s l'altérer; l'azotate hydrique le dissout moins facilement ne le détruit pas non plus. La dissolution aqueuse de pho- ate hydrique est altérable à l'air et prend l'odeur de cuir égné d'huile de baleine.

our préparer le phocénate hydrique, on met en présence excès de tartrate hydrique et de l'huile de baleine, et l'on ille. Le phocénate hydrique, qui est volatil, passe dans le pient où il se trouve brûlé avec quelques *acides gras* soli- faciles à séparer après un refroidissement convenable. Le ide existant est saturé par l'eau de baryte et soumis à la tallisation. Le sel obtenu est mis en présence du sulfate ou phosphate barytique, fixe, et le phocénate hydrique ille.

es *phocénates natroïdiques* sont solubles dans l'eau; celui soude est même déliquescent. Le phocénate barytique a plus étudié que les autres. Il peut être obtenu en cristaux olores, possédant une faible odeur de phocénate hydrique; e dissout dans un poids d'eau égal au sien à + 20°; il est s soluble dans l'eau bouillante. Soumis à la dessiccation s le vide, il perd 0,024 de son poids d'eau. Soumis à la tillation, il donne un liquide volatil, d'une odeur forte, soluble dans l'oxyde hydro-potassique, qui est peut-être la *océnone*, ou $2(C_{10}H_7BaO_4) - 2CO_3Ba = C_{18}H_{14}O_2$?

Il existe deux *phocénates plombiques* : un neutre et un basique.

HIRCATES. — Ces composés ont été, comme les précédents, découverts par M. Chevreul. Leur composition est inconnue. Ils doivent leur origine à la matière odorante du bouc, qui est l'hircate hydrique. Cette matière existe probablement dans les feuilles de l'*hypericum hircinum* de Linné, qui possède la même odeur.

L'*hircarte hydrique* est liquide, son odeur rappelle celle du bouc; il ne se solidifie point dans la glace fondante; il est moins dense que l'eau et peut être dissous dans ce liquide. Les hircates potassique et barytique sont solubles dans l'eau.

Pour obtenir l'hircate hydrique, il faut saponifier la graisse de bouc; décomposer par le sulfate hydrique, le savon formé, soumettre les *acides gras* à la distillation : l'hircate hydrique se trouve alors parmi les produits liquides. On l'en sépare par le procédé qui vient d'être indiqué pour obtenir le phocénate hydrique ou les sels hydriques volatils du beurre.

** *Lactés.*

LACTINE. — *Sucre de lait.* $24\,C\,H\,O = C_{24}H_{19}O_{19},5$. Ce composé existe dans le lait des animaux herbivores: celui de la chienne n'en contient pas, et il paraît que la même chose a lieu pour tous les carnivores.

Lorsque l'on a séparé la matière caséeuse du lait en la coagulant par un acide ou par la présure, il reste une liqueur trouble que l'on nomme *sérum du lait* ou *petit lait*. Cette liqueur, décolorée par du charbon, clarifiée par l'albumine, filtrée et concentrée en consistance sirupeuse, puis soumise à un repos assez long, abandonne des cristaux de lactine, qui sont réunis confusément et que l'on reçoit, le plus souvent, sur des baguettes de bois. Pour l'obtenir pure, il est nécessaire de la faire cristalliser plusieurs fois.

La lactine du commerce est généralement jaunâtre; elle est en cristaux prismatiques à quatre pans terminés par des sommets à quatre faces; elle est inodore, sa saveur est douce et sucrée; son poids spécifique = 1,543.

Lorsque l'on chauffe lentement la lactine, elle ne perd rien de son poids à + 100°; mais de + 120 à + 140°, elle perd 0,053 d'eau sans entrer en fusion; à une température

vée, elle fond et perd 0,124 d'eau. Ces deux nombres
tre eux : : 2 : 5 et permettent de fixer le poids de la
le de lactine. Toutefois cette détermination est incer-

ctine est neutre aux réactifs, se dissout dans 5 à 6 fois
ds d'eau à la température ordinaire, et dans 2 parties
u bouillante. Elle est insoluble dans l'éther et dans

ılfate hydrique dilué et le chlorure hydrique aqueux,
ment la lactine en glucose, en donnant sans doute nais-
un autre produit, car on en obtient un poids inférieur
le la lactine employée, et la théorie indique que l'on
en obtenir davantage. Si les composés hydriques sont
rés, ils donnent de la sacchulmine et de l'acide sac-
ique. L'azotate hydrique détruit la lactine et donne nais-
du mucate et à de l'oxalate hydriques. Chauffé avec
de chaux, le mélange s'échauffe, brunit, et la lactine
uite. De l'alcool ajouté au mélange en précipite une
brune, visqueuse comme un sirop, et d'une saveur très
il retient un acétate en dissolution. La lactine s'unit à
xydes métalliques et, en particulier, au plomb, avec
elle forme deux composés, dont un soluble et l'autre
le, qui ne cadrent pas facilement avec la formule
pour la lactine.

ctine absorbe le gaz chlorhydrique et donne naissance
oduit gris et solide, dont le sulfate hydrique chasse le
e hydrique. Elle absorbe également jusqu'à 0,124 de
noniac et l'abandonne lentement à l'air.

ctine réduit plusieurs oxydes métalliques, et en parti-
elui de cuivre; cela la distingue du sucre de canne qui
mène qu'à l'état d'oxyde bi-cuivrique. Si l'on chauffe
nge de 3 parties d'oxyde rouge de mercure, de 7 par-
actine, de 9 parties d'oxyde hydro-potassique et de
es d'eau, le mercure est réduit et adhère au verre de
à le rendre miroitant.

it de jument subit facilement la fermentation alcooli-
production de l'alcool dans cette condition est évidem-
e à la lactine; mais il paraît qu'il se développe d'abord
te hydrique, qui, réagissant sur la lactine, la trans-

forme en glucose, et que c'est ce dernier corps qui
fermentation (V. l'*Appendice à la chimie organique*).

MUCATE HYDRIQUE. — *Acide mucique.* $C_{12}H_{10}O_{16}$ =
O_{14}, 2 HO. Le mucate hydrique a été découvert par
Il résulte de la réaction de l'azotate hydrique, dilué
sur la lactine. Lorsque la réaction est passée, ce qu'il
de voir à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs
on laisse refroidir le liquide et le mucate hydrique se
pendant son refroidissement. Il faut ensuite décanter
laver la poudre obtenue avec de l'eau à la glace et la
rapidement.

Le mucate hydrique est sous forme d'une poudre
craquant sous la dent et possédant une légère saveur
L'eau bouillante en dissout environ le sixième de son
il est insoluble dans l'alcool. Lorsqu'on le soumet
distillation, il donne le pyromucate hydrique. Si l'on
long-temps bouillir sa dissolution, il est altéré et
produit que l'on nomme acide mucique modifié.

Les mucates sont bi-métalliques; on connaît ceux de
de soude, d'ammoniaque, d'argent et de plomb. M.
a fait connaître le mucate éthérique, qui est réellement
quable par son état solide et la beauté de ses cristaux.
décrit parmi les zyméthers salins.

Le *mucate hydrique modifié* a été observé par M.
Il est soluble dans 73 parties d'eau à la température ordi
dans 17,2 d'eau bouillante, et même dans l'alcool qui
donne sous formes de cristaux en tables carrées. Il forme
sels plus solubles que les mucates ordinaires. Abandonnés
eux-mêmes, les mucates finissent par retourner à l'état
cates ordinaires.

Le *pyromucate hydrique*, $C_{10}H_4O_6 = C_{10}H_3HO_6$, prend
sance dans la distillation du mucate hydrique de + 130
140°, en perdant les élémens de 2 équivalens d'acide carbo
que et de 6 équivalens d'eau.

$$C_{12}H_{10}O_{16} - (2\,CO_2 + 6\,HO) = C_{10}H_4O_8.$$

Il cristallise en prismes et ressemble au benzoate hydri
mais il est plus soluble dans l'eau. Il fond à + 130° et
être sublimé sans presque subir d'altération. Il fait
un précipité dans l'acétate tri-plombique. M.

encore obtenu le *pyromucate éthérique* ($C_{10} H_5 (C_4 H_3) O_6$), en distillant ensemble 2 parties de pyromucate hydrique, 4 parties d'alcool à 0,81 et 1 partie de chlorure hydrique. Pour réussir il faut cohober plusieurs fois le produit distillé sur le résidu. Le dernier produit, lavé avec de l'eau, donne des gouttelettes d'apparence huileuse qui cristallisent. Les cristaux sont lavés, desséchés et sublimés de nouveau. Ils sont sous forme de lames à 4, à 6 et à 8 pans, appartenant probablement au système tri-hortaxique. Il possède une odeur analogue à celle du benzoate éthérique; mais moins agréable. Son poids spécifique = 1,297; il fond à + 34°, bout entre + 208 et 210°; le poids spécifique de sa vapeur = 4,859.

Cet éther composé est surtout remarquable par l'action que le chlore exerce sur lui: il en absorbe un poids égal au sien, sans perte de chlorure hydrique. Lorsque l'on met ce produit en contact avec une dissolution d'oxyde hydro-potassique, il se dégage de l'alcool et il se forme un nouveau sel qui contient du chlore; mais qui ne représente point le pyromucate potassique.

Dans la formation de ce produit, il est évident que le chlore se porte sur les élémens de l'acide, et c'est ce qui fait que cet éther se comporte autrement que les autres éthers chlorés, qui donnent dans les mêmes circonstances un acétate et un chlorure, indépendamment du sel qui peut être formé par l'acide. Il est en outre très probable que, si l'action du chlore avait été suffisamment continuée, ou si elle avait eu lieu, soit à une température plus élevée, soit à la lumière solaire, l'éther aurait au moins atteint le degré de chloruration des éthers ordinaires, qui a été observé avec tant de soin par M. Malaguti même.

LACTATE HYDRIQUE. — *Acide lactique*, *acide zumique*, *acide nancéique*. $C_6 H_6 O_6 = C_6 H_4 H_2 O_6 = C_6 H_4 O_4 + 2 HO =$ 90 = 1125. Le lactate hydrique a été découvert par Schéele, dans le lait aigri. Depuis cette époque on a émis des doutes sur son existence et on l'a considéré comme un mélange d'acétate hydrique et d'une matière organique; mais aujourd'hui on a des moyens de se le procurer en très grande quantité, et son étude a été complétée dans ces derniers temps par M. Pelouze. Le lactate hydrique existe naturellement dans l'estomac de l'homme, dans les produits des fermentations trop prolon-

gées, dans le levain, la bière, dans la jusée, dans l'eau aigre des amidonniers, dans la choucroute et dans presque tous les produits organiques qui subissent une altération spontanée. En général, c'est un produit qui a pour origine la lactine, le sucre, le glucose et les matières amylacées en présence des matières albuminoïdes.

Le lactate hydrique s'extrait du lactate calcique en présence de l'eau. Pour cette opération on prend le lactate calcique, tel qu'on l'extrait des liqueurs fermentées en présence du carbonate calcique, on le dissout dans l'eau bouillante et on le décolore par le charbon animal et la filtration. Ce lactate calcique est ensuite décomposé par le sulfate hydrique; il se forme du sulfate calcique et du lactate hydrique; le sulfate calcique est séparé par la filtration, la liqueur est évaporée presque jusqu'à consistance sirupeuse, alors elle est mise en contact avec de l'alcool qui dissout le lactate hydrique et précipite le restant du sulfate calcique. La liqueur alcoolique est soumise à la distillation pour ne point perdre l'alcool, et le résidu est évaporé dans une étuve ou sous le récipient d'une machine pneumatique, à côté d'un corps hygroscopique, et dans un air à une très faible tension.

Pour avoir l'acide lactique très pur, il faudrait s'en servir pour faire du lactate zincique cristallisé, en saturant l'acide précédent par le carbonate zincique avant le traitement par l'alcool, dissoudre les cristaux de lactate zincique dans l'eau bouillante, précipiter le zinc à l'état d'hydrate par l'eau de baryte et décomposer le sel de baryte par le sulfate hydrique dilué, qui donne naissance à du sulfate barytique très insoluble, et à du lactate hydrique qui demeure en dissolution dans l'eau.

Le lactate hydrique est un liquide sirupeux, inodore, d'une saveur acide très prononcée; son poids spécifique = 1,215 à + 20°. Il est hygroscopique et même soluble dans l'alcool et dans le zyméther. Le lactate hydrique auquel on ajoute un peu de sulfate hydrique donne de l'oxyde de carbone pur par la chaleur. 6 grammes de lactate ferrique, représentant 3,775 de lactate hydrique, en donnent 1 litre. Il jouit de la propriété remarquable de dissoudre le phosphate calcique avec une grande facilité.

Acide lactique anhydre. — Lorsqu'on chauffe le lactate hy-

drique dans un appareil distillatoire, il se décompose vers + 130° et donne une eau acide, mais le résidu de la cornue est devenu solide, a pris une teinte jaune-foncé, et une saveur amère; il est fusible, peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther. Ce produit a pour composition $C_6 H_5 O_5$. M. Pelouze le considère comme étant l'acide *lactique anhydre*. Il donne des lactates ordinaires lorsqu'on le met en présence des bases, et sa dissolution aqueuse donne même du lactate hydrique ordinaire, soit par une ébullition prolongée, soit par un temps plus long à la température de l'atmosphère. L'acide lactique anhydre, soumis à l'action du gaz ammoniac sec, en absorbe 1 équivalent et donne une combinaison particulière ($C_6 H_5 O_5$, $Az H_3$), dans laquelle l'ammoniaque n'a pas cessé d'être sensible aux réactifs que l'on emploie ordinairement pour en déceler la présence, selon M. Laurent, il n'y aurait que la moitié de l'ammoniaque du composé qui se comporterait ainsi, et ce produit serait un lactamidate.

Lactide.—A la température de + 250°, le produit précédent se décompose en donnant de l'oxyde de carbone contenant 4 à 5 centièmes d'acide carbonique et un produit solide en lames brillantes; cette matière a reçu d'abord le nom d'*acide lactique anhydre*, maintenant on la nomme *lactide;* sa composition peut être représentée par du lactate hydrique, moins deux équivalens d'eau, ou par $C_6 H_4 O_4$. Ce produit soumis à la presse dans des doubles de papier joseph, et soumis à la cristallisation dans l'alcool, se trouve purifié convenablement. Sa saveur est légèrement acide; il entre en fusion à + 107° et se sublime à + 250°. Il est hygroscopique, quoiqu'il se dissolve lentement dans l'eau et finisse par s'y transformer en lactate hydrique ordinaire, comme le produit précédent. Il est très soluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool.

La lactide absorbe le gaz ammoniac comme l'acide lactique anhydre et donne naissance à un *amide;* c'est-à-dire à un produit dans lequel les élémens de l'ammoniaque sont à l'état latent et ne peuvent être décelés que lentement par les réactifs ordinaires. Ce composé retient les élémens d'un équivalent d'ammoniaque et peut être représenté par $C_6 H_4 O_4$, $Az H_3$ = $C_6 H_5 \overline{O_4 Ad}$ ou un composé correspondant à l'acide lactique anhydre.

La formation d'un amide par la réunion simple et directe

gées, dans le levain, la bière, dans la jusée, dans les amidonniers, dans la choucroute et dans presque tous les produits organiques qui subissent une altération générale, c'est un produit qui a pour origine le glucose et les matières amylacées et albuminoïdes.

Le lactate hydrique s'extrait du lait de l'eau. Pour cette opération on précipite qu'on l'extrait des liqueurs fermentées par le nate calcique, on le dissout dans l'eau décolore par le charbon animal, on opère cique est ensuite décomposé par le sulfate calcique et l'acide lactique, qui résulte de la réaction, forme du sulfate calcique calcique est séparé par la filtration. La liqueur est ensuite presque jusqu'à consistance sirupeuse, évaporée et soumise à la cristallisation contact avec de l'alcool cipite le restant du sulfate calcique. Les lactates *ammonique et sodique* sont déliquescents soumise à la distillation résidu est évaporé à sec et cristallisables.

machine pneumatique $\overline{C_6 H_5 Ca} O_6, 6HO$, cristallise en petits dans un air à une température peu soluble dans l'eau froide, mais

Pour avoir l'acide bouillante; il se dissout abondamment pour faire du lactate hydrique le précipite de cette dissolution précédent par l'hydrate hydrique s'empare de la chaux et régénère l'alcool, dissout en opérant dans l'eau, le lactate hydrique bouillante, le phosphate calcique et donne probablement baryte et du phosphate hydrique. Le lactate calcique dilué, qui se produit direct de la fermentation lactique opérée ble, et à la présence du carbonate calcique (Voir l'*Appendice* à la fin l'eau.

Le lactate de volume.

saveur *Le lactate barytique* est très soluble dans l'eau et paraît n'être à + point cristallisable. On l'obtient en décomposant le lactate dans par l'eau de baryte.

de *Le lactate plombique* est soluble dans l'eau et cristallise difficilement; il en est de même des lactates sous-aluminique, nickelique et mercurique.

Le lactate cuprique contient 2 équivalens d'eau, il cristallise facilement et donne deux sortes de cristaux, les uns verts, les autres bleus, qui paraissent avoir la même forme et qui ont la même composition. Lorsqu'on le chauffe il perd les 2 équivalens d'eau qu'il renferme, vers + 120°. Lorsqu'on le soumet à

et donne les mêmes produits
s mêmes circonstances.
l · dernier tiers des
quefois qu'ils se
ai n'est autre chose

traitée par une dissolu-
xcès, donne une liqueur
e précipite pas tout le cuivre
ussi une couleur bleue. L'acé-
ient décomposé dans les mêmes
e lactate hydrique et les sucres dont
ts qui s'opposent à la précipitation des

$_8O_4$. La lactone est un des produits de la
actate hydrique. Pour l'obtenir, on distille
s une cornue munie d'un thermomètre, ou
un bain dont on peut déterminer la température,
e l'opération lorsqu'elle a atteint environ $+130°$. Le
produit est mis en contact avec l'eau qui en sépare
ne qui vient nager à sa surface. On la sépare et on la
e sur du chlorure calcique. Dans cet état elle retient un
valent d'eau et a pour composition $C_{10}H_8O_4$, HO. Il faut
isser pendant plusieurs jours en contact avec le chlorure
que pour la déshydrater entièrement et la distiller ensuite.
alors un liquide incolore ou légèrement jaunâtre, et dont
uleur se fonce peu-à-peu au contact de l'air. Elle a une
ur chaude et brûlante, une odeur aromatique particulière.
est moins dense que l'eau et s'y dissout en quantité appré-
e. Elle entre en ébullition vers $+92°$; est combustible
ûle avec une flamme bleue. Elle est représentée dans
mposition par 2 équivalens de lactate hydrique, moins
uivalens d'acide carbonique et 4 équivalens d'eau :

$$\underbrace{C_{12}H_{12}O_{12}}_{\text{Lactate hydrique.}} - \underbrace{(2\,CO_2}_{\text{Acide carbonique.}} + \underbrace{4\,HO)}_{\text{Eau.}} = \underbrace{C_{10}H_8O_4}_{\text{Lactone.}}.$$

d'un corps oxygéné et de l'ammoniaque, est un fait remarquable et serait bien la preuve que le composé $C_6 H_5 O_5$ est l'acide lactique anhydre; car tous les amides sont des acides anhydres dans lesquels 1 équivalent d'oxygène est remplacé par 1 équivalent d'amidogène $Az H_2$.

Les lactates de fer, de zinc et de magnésium renferment chacun 3 équivalens d'eau et paraissent isomorphes; ils sont peu solubles dans l'eau.

Le *lactate équi-ferrique*, qui est très employé en médecine aujourd'hui, dans le traitement des affections anémiques et chlorotiques, peut être obtenu par double décomposition, à la température de l'eau bouillante, entre le lactate calcique et le sulfate ferrique. Le sulfate calcique, qui résulte de la réaction, est éliminé par décantation et filtration. La liqueur est ensuite concentrée, filtrée de nouveau, évaporée et soumise à la cristallisation.

Les *lactates potassique, ammonique et sodique* sont déliquescens et presque incristallisables.

Le *lactate calcique* $C_6 \overline{H_5 Ca} O_6, 6HO$, cristallise en petits mamelons; il est blanc, peu soluble dans l'eau froide, mais très soluble dans l'eau bouillante; il se dissout abondamment dans l'alcool; l'éther hydrique le précipite de cette dissolution. Le phosphate hydrique s'empare de la chaux et régénère l'acide; tandis qu'en opérant dans l'eau, le lactate hydrique dissout facilement le phosphate calcique et donne probablement naissance à du phosphate hydrique. Le lactate calcique est un produit direct de la fermentation lactique opérée en présence du carbonate calcique (Voir l'*Appendice* à la fin de ce volume).

Le *lactate barytique* est très soluble dans l'eau et paraît n'être point cristallisable. On l'obtient en décomposant le lactate zincique par l'eau de baryte.

Le *lactate plombique* est soluble dans l'eau et cristallise difficilement; il en est de même des lactates sous-aluminique, niccolique et mercurique.

Le *lactate cuprique* contient 2 équivalens d'eau, il cristallise facilement et donne deux sortes de cristaux, les uns verts, les autres bleus, qui paraissent avoir la même forme et qui ont la même composition. Lorsqu'on le chauffe il perd les 2 équivalens d'eau qu'il renferme, vers + 120°. Lorsqu'on le soumet à

la distillation, il entre en fusion et donne les mêmes produits que le lactate hydrique placé dans les mêmes circonstances. Lorsque l'on met en contact avec l'eau le dernier tiers des produits passés à la distillation, il arrive quelquefois qu'ils se solidifient et laissent déposer une matière qui n'est autre chose que la lactide.

La dissolution du lactate cuprique, traitée par une dissolution d'oxyde hydropotassique en excès, donne une liqueur bleu foncé ; un lait de chaux ne précipite pas tout le cuivre qu'elle renferme et lui laisse aussi une couleur bleue. L'acétate cuprique est complétement décomposé dans les mêmes circonstances; seulement, le lactate hydrique et les sucres dont il dérive sont des produits qui s'opposent à la précipitation des sels de cuivre.

LACTONE.—$C_{10}H_8O_4$. La lactone est un des produits de la distillation du lactate hydrique. Pour l'obtenir, on distille ce produit dans une cornue munie d'un thermomètre, ou plongée dans un bain dont on peut déterminer la température, et l'on arrête l'opération lorsqu'elle a atteint environ $+130°$. Le nouveau produit est mis en contact avec l'eau qui en sépare la lactone qui vient nager à sa surface. On la sépare et on la distille sur du chlorure calcique. Dans cet état elle retient un équivalent d'eau et a pour composition $C_{10}H_8O_4$, HO. Il faut la laisser pendant plusieurs jours en contact avec le chlorure calcique pour la déshydrater entièrement et la distiller ensuite. C'est alors un liquide incolore ou légèrement jaunâtre, et dont la couleur se fonce peu-à-peu au contact de l'air. Elle a une saveur chaude et brûlante, une odeur aromatique particulière. Elle est moins dense que l'eau et s'y dissout en quantité appréciable. Elle entre en ébullition vers $+92°$; est combustible et brûle avec une flamme bleue. Elle est représentée dans sa composition par 2 équivalens de lactate hydrique, moins 2 équivalens d'acide carbonique et 4 équivalens d'eau :

$C_{12}H_{12}O_{12}$	$-$	$(2CO_2$	$+4HO)=$	$C_{10}H_8O_4$.
Lactate hydrique.		Acide carbonique.	Eau.	Lactone.

GALACTES.

Le groupe des galactés donne la série suivante :

* *Butyrés.*

Butyrène	$C_8 H_8$
Butyryle	$C_8 H_9$
Butyrates	$C_8 \overline{H_7 \Delta} O_4$
Butyrate hydrique	$C_8 H_8 O_4$
— bichloré	$C_8 \overline{H_6 Cl_2} O_4$
— quadrichloré	$C_8 H_4 Cl_4 O_4$
Butyrate éthérique	$C_8 H_7 O_3, C_4 H_5 O$
— bichloré	$C_8 H_5 Cl_2 O_3, C_4 H_5 O$
— quadrichloré	$C_8 H_3 Cl_4 O_3, C_4 H_5 O$
Butyramide	$C_8 H_7 O_2 \overline{Az H_2}$
Butyrine	$C_8 H_7 O_3, C_8 H_7 O_5$?
Butyrone	$C_{14} H_{14} O_2$
Butyrazotates	$C_7 H_6 Az O_5, \Delta O, \Delta O$
Caproates	$C_{12} \overline{H_{11} \Delta} O_4$
Caprylates	$C_{16} H_{15} \Delta O_4$
Caprates	$C_{20} \overline{H_{19} \Delta} O_4$
Vaccinates	$C_8 H_7 \Delta O_4 + C_{12} H_{11} \Delta O_4$

** *Lactés.*

Lactine	$C_{24} H_{24} O_{24}$
Mucate hydrique	$C_{12} H_8 H_4 O_{16}$
Pyro-mucate hydrique	$C_{10} H_3 H O_6$
Pyro-mucate éthérique	$C_{10} H_3 (C_4 H_5) O_6$
— chloré	$C_{10} H_3 Cl_4 (C_4 H_5) O_6$
Lactate hydrique	$C_6 H_5 H O_6$
Acide lactique anhydre	$C_6 H_5 O_5$
Lactide	$C_6 H_4 O_4$
Lactamide	$C_6 H_5 \overline{O_4 Ad}$
Lactamidate ammoniq.	$2 (C_6 H_5 O_5) Ad Am$
Lactone	$C_{10} H_8 O_4$

V^e GROUPE.

AMYLÉS.

OU VALÉRÉS.

Huiles volatiles de pomme de terre et de valériane; leurs dérivés et leurs annexes.

Valérène, Amylène, Amylol, Valérates, Amyléther, Valérone.

AMYLÈNE. $C_{10}\,H_{10}$. = AMYLE. $C_{10}\,H_{11}$.

Les composés de ce groupe présentent la plus grande analogie avec ceux du groupe des zymosés. Comme pour ces derniers corps, le radical fondamental est un carbure hydrique de la série CH, mais il est plus condensé : au lieu d'être multiplié par 4 seulement, il l'est par 10 ; au moins c'est ce qui résulte de l'étude de l'ensemble de la série ; mais on peut extraire de ces produits et isoler complétement des radicaux de divers degrés de condensation, comme cela va être exposé dans le paragraphe suivant.

AMYLÈNES simple, double et quadruple, ou *amylène*, *paramylène* et *métamylène*. $C_{10}\,H_{10}$, $C_{20}\,H_{20}$ et $C_{40}\,H_{40}$. Ces produits résultent de l'action du chlorure ferrique sur l'amylol. A la température ordinaire, ces deux liquides ne se mêlent point, lors même que la dissolution du chlorure marque + 70° à l'aréomètre de Baumé ; mais si l'on chauffe, le mélange a lieu et le liquide homogène qui en résulte commence à distiller à + 130°. Si l'on recueille le produit qui distille et si on le soumet à une nouvelle distillation, il commence à bouillir à + 60° et la température s'élève jusqu'à + 300°. Si l'on fractionne les produits de cette distillation, on en obtient trois différens. Le premier, ou le plus volatil, mis en contact et agité avec le sulfate hydrique concentré, abandonne un nouveau liquide qui surnage sur le mélange. Ce produit est remarquable par son odeur de *chou pourri*. Il entre en ébullition à + 39°. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,68 ; le calcul donne 2,425, et son symbole $C_{10}\,H_{10}$ représente 4 volumes.

Le liquide qui a distillé vers + 160°, possède une odeur d'essence de térébenthine; il est moins dense que l'eau et bout vers + 160°; le poids spécifique de sa vapeur est sensiblement double du précédent ou de 5,061. Le calcul aurait donné 4,850. L'excès du poids spécifique trouvé par expérience, sur celui donné par le calcul, vient sans doute de ce que ce produit contenait une petite quantité du suivant. Le troisième liquide recueilli à une température voisine de + 300°, n'a point été obtenu à l'état de pureté : il retenait une certaine quantité des liquides précédens ; mais il conservait la même composition ultime, et le poids spécifique de sa vapeur s'élevait jusque vers 7,7. M. Balard à qui l'on en doit la découverte, pense qu'à l'état de pureté sa densité pourrait s'élever jusqu'à 9,6, ou le double du poids spécifique de la vapeur du second produit et le quadruple de celle du premier. Ce carbure se distingue d'ailleurs par une odeur aromatique agréable. Le

premier et le dernier de ces produits ont été découverts par M. Balard, le second l'a été par M. Cahours, qui l'a obtenu en traitant l'amylol par l'acide phosphorique fondu.

AMYLOL.—*Huile de pommes de terre, huile de grains, alcool amylique.* $C_{10}H_{12}O_2 = C_{10}H_{10}, 2\,HO = 4$ volumes. L'amylol se forme en même temps que l'alcool et distille avec lui; ce dernier corps en retient des quantités variables selon les matières dont il provient. C'est à lui qu'il doit cette odeur qui le fait déprécier (V. *Alcool*, p. 507). C'est un liquide d'une apparence huileuse, coloré en jaune; mais incolore lorsqu'il a été purifié; sa saveur est chaude; son odeur est forte et indéfinissable. Elle fatigue beaucoup et cause de violens maux de tête; son poids spécifique = 0,8184 à + 15°; il bout à + 132°; le poids spécifique de sa vapeur = 3,147. Vers — 20°, il se solidifie en feuillets cristallins. Il tache le papier comme les huiles; mais cette tache disparaît par l'évaporation spontanée; il est fort peu soluble dans l'eau. Il est soluble en toutes proportions dans l'alcool et dans l'éther, dans les huiles volatiles, les huiles grasses et l'acétate hydrique; il dissout le soufre, le phosphore et l'iode. Avec la chaux potassée, il donne du valérate potassique; au contact de l'air et sous l'influence du noir de platine, il se transforme en valérate hydrique; chauffé à + 200°, au contact de la chaux potassée, il se change en valérate potassique avec dégagement d'hydrogène. Il communique une teinte violette au sulfate hydrique et donne naissance au *sulfate amylhydrique*; chauffé avec l'acide phosphorique ou le chlorure zincique, il donne les carbures hydriques qui portent le nom d'amylène. L'azotate hydrique est sans action apparente sur l'amylol à la température ordinaire; mais lorsque l'on chauffe, la réaction est vive et donne des produits compliqués. L'azotate d'urée n'empêche pas cette réaction d'avoir lieu.

L'amylol existe en quantité assez considérable dans le résidu de la distillation des eaux-de-vie de pommes de terre ou de grains. C'est de ceux-ci qu'on le retrait; pour cela on le distille et l'on ne commence à recueillir les produits que lorsque la température s'est élevée vers + 132°. Le produit recueilli dans cette circonstance est mis en macération sur du chlorure calcique qui absorbe l'eau et l'alcool qu'il peut retenir, et distillé ensuite.

SULFAMYLOL.—*Mercaptan amylique.* Balard. $C_{10}H_{11}S, HS = 4$ volumes. Liquide..... se décomposant spontanément à l'air, et qui, mis en contact avec les oxydes de mercure et d'argent, donne lieu à un vif dégagement de chaleur et à la formation de composés analogues aux mercaptides, insolubles dans l'alcool et dans l'eau; mais solubles dans l'éther, d'où l'on peut les retirer par l'évaporation. Le poids spécifique de la vapeur du sulfamylol = 3,83.

VALÉRATES. $C_{10}H_9\Delta O_4$. Le valérate hydrique existe dans l'huile volatile de valériane, et l'on peut encore en obtenir en oxydant l'amylol sous l'influence de la chaux potassée. Pour faire cette opération, 1 partie d'amylol est introduite dans un matras, et on le recouvre d'une couche formée de 10 parties de potasse caustique, mêlée de chaux à poids égaux. Le mélange s'échauffe et la température s'élève; mais on aide la réaction en plongeant le matras dans un bain à + 170°, dont on élève la température pendant 10 à 12 heures pour 40 grammes d'amylol. Si l'on a ajusté un tube à recueillir le gaz sur le matras, on voit qu'il se dégage de l'hydrogène presque pur; lorsqu'il ne s'en dégage plus, la réaction est terminée. La masse est alors délayée dans l'eau, introduite dans une cornue et mêlée lentement avec du sulfate hydrique *en léger excès* et soumise à la distillation. Le produit qui distille est recueilli dans un récipient contenant une dissolution de carbonate sodique. Il

forme là du valérate sodique, et l'amylol échappé à la réaction demeure libre, même que le valéraldéhyde qui a pu se produire. La dissolution débarrassée ces produits par une simple décantation, s'il y en a, puis soumise à la distilla- n après y avoir ajouté du phosphate hydrique, donne du valérate hydrique pur e l'on recueille dans le récipient. Ce valérate sert pour préparer tous les autres, t en saturant les oxydes ou les carbonates, soit à l'aide d'autres valérates, par uble échange.

Valérate hydrique. $C_{10}H_{10}O_4 = 4$ volumes. Liquide incolore, d'une forte teur de valériane, d'une saveur acide et piquante, laissant une tache blanche sur langue, ayant un poids spécifique de 0,937 à + 16° 5; bouillant à environ 175°; core liquide à — 150°; ayant un poids spécifique de 3.66 à l'état de vapeur; blant avec une flamme fuligineuse. Il est très soluble dans l'eau et peut lui-même soudre une petite quantité de ce liquide; l'alcool et l'éther le dissolvent en utes proportions. Soumis à l'action du chlore, il donne les *valérisate* et *valérosate driques*; il dissout le brôme et l'iode, mais n'est point altéré par eux. Le sulfate ydrique le dissout en le charbonnant et donnant du gaz sulfureux; l'azotate hy- ique est sans action sur lui à froid et à chaud; l'acide phosphorique anhydre le ecompose en valérone et en gaz inflammables.

Lorsque l'on sépare le valérate hydrique de ses sels au moyen du phosphate hy- ique, par exemple, on obtient du valérate tri-hydrique = $C_{10}H_9HO_4 2HO$, ui correspond au maximum de contraction de l'acétate hydrique.

Valérates. — Les valérates sont tous solubles dans l'eau et exhalent plus ou oins l'odeur de valériane. Les valérates natroïdiques possèdent une saveur très crée. Le valérate potassique ne peut être obtenu qu'avec l'aspect d'une gomme; elui de baryte est sous forme pulvérulente. Le valérate argentique $C_{10}H_9AgO_4$ eut être obtenu par double échange entre le valérate ammonique et l'azotate ar- entique, tous deux dissous par l'eau. Il se forme un précipité blanc, dense et ristallin, que l'on recueille et que l'on lave.

Chloro-valérisate hydrique, acide chloro-valérisique. $C_{10}H_7Cl_3O_4$, ou C_{10} $I_5Cl_3O_3, HO$? MM. Dumas et Stass à qui l'on doit l'étude du valérate hydrique, nt découvert les chloro-valérates. Si l'on soumet l'amylol à l'action d'un courant e chlore sec, sous l'influence de la lumière diffuse, en refroidissant le produit vec de l'eau fraîche dans les premiers temps de la réaction, et en maintenant ensuite la température à 60° ou 80°. Lorsque la réaction est terminée, il faut faire asser un courant de gaz carbonique sec pendant 2 heures dans le produit pour hasser le chlore et le chlorure hydrique qui s'y trouvent.

Le chloro-valérisate hydrique, obtenu comme il vient d'être dit, est un corps emi-fluide, transparent, plus dense que l'eau, sans odeur; d'une saveur âcre et rûlante; laissant une tache blanche sur la langue, s'épaississant à — 18° et très luide à + 30°; chauffé à + 110 ou 120°, il se décompose en dégageant abon- lamment du chlorure hydrique; il s'unit à l'eau et produit un liquide plus dense u'elle; il retient cette eau dans le vide sec à + 100°. Dans les premiers temps du nélange et avant que la réaction soit achevée, il ne précipite point par l'azotate rgentique; après la réaction, il donne un précipité blanc soluble dans l'azotate ydrique. Il s'unit aux bases et en est séparé par les sels hydriques.

Chloro-valérosate hydrique, acide chloro-valérisique. Dumas et St. $C_{10}H_6$ O_4O_4 ou $C_{10}Cl_3H_5HO_4$ (1). Ce produit peut être obtenu comme le précé-

(1) La composition des deux chloro-valérates indique qu'il y a transposition

dent ; mais sous l'influence de la lumière. Il possède les propriétés physiques précédent, n'est point volatil et résiste à la température de + 15e° ; à une température plus élevée, il se détruit. Il s'unit à l'eau et donne un composé hydraté $C_{10} H_6 Cl_4 O_4$, 2 HO, comme le valérate hydrique ; il se dissout dans l'eau, sa dissolution ne précipite pas l'azotate acide d'argent. Il est soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il décompose les carbonates calcoïdiques et natroïdiques.

Les chloro-valérosates potassique, sodique et ammonique sont très solubles dans l'eau. Les hydrates potassiques et sodiques les décomposent rapidement. Les chloro-valérosates des métaux ordinaires sont insolubles ou peu solubles ; celui d'argent est blanc, cristallin, un peu soluble dans l'eau ; sa dissolution se décompose en peu de temps à la lumière solaire ; décomposition qui est annoncée évidente par la couleur noire que prend la dissolution.

AMYLÉTHER.—*Éther amylique.* En chauffant à environ + 100° un mélange d'amylate ramyléther et d'oxyde hydro-potassique dans un vase fermé et résistant, on obtient l'amyléther, selon M. Balard. C'est un liquide à odeur suave, qui bout à + 111° 112°. Sa composition peut sans doute être représentée par $C_{10} H_{11} O$ = 1 volumes.

SULF-AMYLÉTHER.—*Éther sulf-hydramylique*, Balard. $C_{10} H_{11} S$ = 2 vol. On obtient ce produit par un procédé semblable à celui qui donne l'amyléther, seulement on remplace l'oxyde hydro-potassique par de l'*équisulfure potassique* (V. ci-dessus). Il se forme du chlorure potassique, qui se dépose, et du sulf-amyléther. Le sulf-amyléther possède l'odeur de l'oignon d'une manière très caractéristique ; il bout à + 216° ; le poids spécifique de sa vapeur = 6,3. Il est peu soluble dans l'eau ; condition qui permet de l'isoler par des lavages.

Une dissolution de potasse dans l'amylol, donne par l'acide sulfo-carbonique des composés analogues aux *xanthates* de M. Zeise.

CHLOR-AMYLÉTHER.—*Chlorhydrate d'amylène* ; Cahours $C_{10} H_{11} Cl$. Liquide incolore, doué d'une odeur aromatique assez agréable ; bouillant à + 100° inflammable, insoluble dans l'eau, n'exerçant aucune action sur l'azotate argentique dissous. On l'obtient en distillant parties égales en poids d'amylol et d'acide chlorophosphorique ; lavant le produit de la distillation à plusieurs reprises par de l'eau alcalisée par la potasse, mettant le liquide en contact avec le chlorure calcique et le soumettant à la distillation.

Traité par le chlore à la lumière solaire, le chlor-amyléther donne naissance au chlor-amyléther chloré $C_{10} H_3 Cl_9$ qui est un liquide limpide, incolore et doué d'une forte odeur camphrée.

BROM-AMYLÉTHER. *Brom-hydrate d'amylène*, Cahours. $C_{11} H_{11} Br$. Liquide incolore, volatil, plus dense que l'eau, d'une saveur âcre et d'une odeur à-la-fois alliacée et piquante, inflammable. Les oxydes hydro-potassique et sodique donnés dans l'eau ne l'altèrent point ; mais lorsqu'ils sont dissous dans l'alcool, ils l'altèrent promptement.

Iodamyléther, hydriodate d'Amylène, Cahours. $C_{10} H_{11} I$ = 4 vol. Liquide

---

entre l'hydrogène et le chlore, lorsque le composé absorbe le quatrième équivalent de ce dernier corps, et que la formule rationnelle, indiquant les divers rôles de position de l'hydrogène, est $C_4 H_4 H_3 H_2 H, O_4$. Il est remarquable que dans ce cas, la série décroît régulièrement comme celle du groupe des zymosés, seulement, elle contient termes de plus.

e, plus dense que l'eau, d'une odeur alliacée et d'une saveur piquante; brant point à la lumière diffuse, mais altérable à la lumière solaire; il bout 0° sous la pression de $0,^{m}76$; le poids spécifique de sa vapeur = 6,675. mporte avec la potasse et la soude, comme le brom-amyléther. On obtient r en distillant un mélange de 8 parties d'iode, 15 d'amylol et 1 de phos- Le produit distillé est purifié par les moyens ordinaires. (V. *Iodure hydrique* t théorie de cette préparation, t. 1, p. 638).

ATE AMYLÉTHÉRIQUE.—*Éther oxalamylique*, $C_{12}H_{11}O_4 = C_2O_3, C_{10}H_{11}O$ lumes. Balard. Liquide incolore, à odeur de punaise; bouillant à environ yant un poids spécifique de 8,4 à l'état de vapeur.

btient ce produit en distillant l'oxalate amyléther-calcique. On peut se r ce dernier produit en ajoutant de la craie à un mélange d'oxalate tri- e et d'amylol que l'on fait bouillir d'avance. Le composé qui se forme est uble à chaud qu'à froid et donne des cristaux en lames rectangulaires par idissement.

ATE AMYLÉTHÉRIQUE.—*Acétate d'amylène*, Cahours. $C_{14}H_{14}O_4 = C_4H_3$ $_1)O_4 = 4$ volumes. Liquide incolore, très limpide, volatil sans décom- n, bouillant vers + 125°, ayant une odeur éthérée, aromatique, analogue à e l'acétate éthérique, un poids spécifique plus faible que celui de l'eau à quide et égal à 4,458 à l'état de vapeur; le sulfate hydrique n'agit point à la température ordinaire et le détruit à chaud. Une dissolution aqueuse sse l'altère lentement à la température ordinaire, tandis qu'une dissolu- coolique l'altère rapidement. Ce produit peut être préparé en distillant un e de 2 parties d'acétate potassique, 1 partie d'amylol et 1 partie de sulfate ie.

RATE AMYLÉTHÉRIQUE.— *Valéraldéhyde*, *éther valéramylique*, Balard. $_0O_4 = C_{10}H_9(C_{10}H_{11})O_4 = C_{10}H_9O_3, C_{10}H_{11}O$. Liqueur ayant eur désagréable de fromage et rappelant celle de certaines vendanges en osition; il bout à environ + 196°; le poids spécifique de sa vapeur = 6,17. à l'action de l'oxyde hydro-potassique, il donne du valérate potassique et ylol.

btient cet éther en oxydant l'amylol au moyen d'une dissolution de bi- te potassique et d'un excès de sulfate hydrique; il se produit de l'alun de , et du valérate hydrique reste en dissolution dans un liquide aqueux que le valérate amylique. On les sépare, et on les purifie par les procédés or- s.

RAL, Chancel. — *Aldéhyde de la série valérique* = $C_{10}H_{10}O_2 = 4$ vol. limpide et incolore, très fluide, ayant un poids spécifique de 0,820 à +22°, nt à + 110° et à l'état de vapeur ayant un poids spécifique de 2,93. Il est le dans l'eau et soluble en toutes proportions dans l'alcool, l'éther et les rolatiles. Il est très inflammable et brûle avec une flamme éclairante, légè- bleue sur son contour. La mousse de platine au contact de l'air, les corps s en général, le transforment en valérate hydrique. L'azotate hydrique le rme en un produit particulier, analogue à l'*acide butyro-nitrique*.

btient le valéral en distillant le valérate barytique, à feu nu et à la tempé- du rouge sombre. Le produit recueilli est lavé à l'eau, desséchée et re-

mposition du valéral, qui est celle du radical primitif, plus deux équiva- xygène, ou celle du valérol, moins deux équivalens d'hydrogène, est réelle-

ment celle d'un aldéhyde, et sa production dans la distillation d'un sel calcoïdique est un fait remarquable; car, en général, ce sont des acétones qu'on obtient dans ces circonstances.

L'observation de la page 463 de ce volume était imprimée lorsque le travail de M. Chancel, sur la valéral, est paru. La chimie générale permettait également de prévoir le résultat que ce chimiste a obtenu. Le valérate baryte se décompose à une température trop élevée pour donner la valérone, il est probable qu'un autre valérate, le calcique ou le magnésique auraient donné un meilleur résultat, car on a obtenu la margarone qui est plus condensée que la valérone. M. Chancel considère le résultat qu'il a obtenu comme une confirmation de la théorie de la constitution des acétones (V. p. 464). Effectivement, l'acétone de la série valérique ou la valérone aurait pour formule :

$$\underbrace{2\ (C_{10}H_{10}O_4)}_{\text{Valérate hydrique.}} - \underbrace{(2\,CO_2}_{\text{Acide carbonique.}} + \underbrace{2\,HO)}_{\text{Eau.}} = \underbrace{C_{11}}_{\text{Va}}$$

Selon M. Chancel la valérone serait formée par le couple de l'aldéhyde butyrène $\begin{cases} C_{10}H_{10}O_2 \\ C_8\ H_8 \end{cases}$ et à la température à laquelle la valérate se décompose, l'aldéhyde et le butyrène se trouveraient séparés. M. Chancel n'a pas constaté l'identité du gaz qu'il a obtenu avec le butyrène.

VALÉRAL CHLORÉ. — *Chloramylal*, $C_{10}H_{8,5}Cl_{1,5}O_2$. Cahours. Le valéral chloré est le produit qui résulte de la réaction du chlore et de l'amylol. C'est un liquide limpide, d'une couleur ambrée; sa vapeur excite la toux; sa saveur, au premier abord, devient bientôt âcre.

Il bout à + 180°. Il est insoluble dans l'eau et dans les dissolutions hydro-natroïdiques, mais il est soluble dans l'alcool et dans l'éther; il est sans action sur l'azotate argentique.

La composition de ce corps, telle qu'elle semble résulter de l'expérience, met de le considérer comme un mélange. Sa composition réelle serait sans doute représentée par $C_{10}H_8Cl_2O_2$.

VALÉRONE. $C_{18}H_{18}O_2 = 4$ volumes? En distillant le valérate hydrique en présence de la chaux, M. Löwig a obtenu un produit particulier qu'il considère comme étant la valérone. C'est un liquide incolore, d'une odeur agréable, mais pelle toutefois celle du valérate hydrique; il est moins dense que l'eau, en point soluble dans ce liquide; l'alcool et l'éther le dissolvent facilement.

Ce produit est-il distinct du précédent, est-il bien la valérone? C'est ce qui pourra être décidé que par de nouvelles expériences.

La série amylique présente les composés suivans :

Amylène, Balard	$C_{10}H_{10}$
Amylène double, Cahours	$C_{20}H_{20}$
Amylène quadruple, Balard	$C_{40}H_{40}$
Valéral	$C_{10}H_{10}O_2$
Amylol	$C_{10}H_{10},2\,HO$
Sulfamylol	$C_{10}H_{10},2\,SH$
Valérates	$C_{10}H_9\,\Delta\,O_4$

Valérate hydrique	$C_{10} H_{10} O_4$
Valérate tri-hydrique	$C_{10} H_{10} O_4$, 2 HO
Valérisate hydrique	$C_{10} H_7 Cl_3 O_4$
Valérosate hydrique	$C_{10} H_6 Cl_4 O_4$
Amyléther	$C_{20} H_{22} O_2$
Bisulfate amyléthérique	$C_{10} H_{11} O$, 2 SO_3
Sulfate amyléther-barytique	SO_4 Ba, SO_4 ($C_{10} H_{11}$), 2 HO
Oxalate amyléthérique	$C_{10} H_{11} O$, $C_2 O_3$
Acétate amyléthérique	$C_4 H_3$ ($C_{10} H_{11}$) O_4
Oxalate amyléther-calcique	$\left\{\begin{matrix} C_2 O_4 Ca \\ C_2 O_4 (C_{10} H_{11}) \end{matrix}\right\}$ 2 HO ? (1)
Sulfamyléther	$C_{10} H_{11} S$
Chloramyléther	$C_{10} H_{11} Cl$
Chloramyléther-chloré	$C_{10} H_3 Cl_9$
Brómamyléther	$C_{10} H_{11} Br$
Iodamyléther	$C_{10} H_{11} I$
Valérone	$C_{18} H_{18} O_2$

1) L'analyse de M. Balard conduit à une formule qui contiendrait 2 équiva- d'oxygène de plus que celle-ci n'en indique. C'est pour cela qu'on y a ajouté point de doute, quoiqu'elle soit très probable.

VI^e GROUPE.

CÉTÉNÉS.

Éthal, Cétine, leurs dérivés et leurs annexes.

Cétène, Cétyle, Éthalates, Éthal, Cétine.

Cétène = $C_{32}H_{32}$ — Cétyle = $C_{32}H_{33}$.

CÉTÈNE $C_{32}H_{32}$=4 volumes. Le cétène peut être obtenu en distillant avec soin un mélange d'acide phosphorique fondu et d'éthal, selon MM. Dumas et Péligot. Selon M. Smith, il existe aussi en quantité très notable, dans le produit de la distillation de la cétine où il est mêlé avec de l'éthalate hydrique. Si l'on traite ce produit par de l'oxyde hydropotassique, il se forme de l'éthalate potassique et le cétène est mis en liberté; il suffit alors de le séparer, de le dessécher et de le distiller par les procédés ordinaires. Le cétène est un liquide incolore, ayant l'apparence d'une huile, laissant une tache graisseuse sur le papier; il est insipide; il bout à environ 275° et peut être distillé sans altération; le poids spécifique de sa vapeur = 8,007. Il brûle avec une flamme blanche très pure. Il est insoluble dans l'eau et très soluble dans l'alcool et dans le zyméther.

CÉTYLE $C_{32}H_{33}$. Radical inconnu de l'ordre métallique.

CÉTATES. — *Ethalates*, *cétylates*, *palmitates*. $C_{32}H_{31}O_3$. L'acide cétique dont dérivent les cétates, combiné avec l'éthal, forme la *cétine* qui est la matière pure du *blanc de baleine*. Le cétate hydrique existe dans l'huile de palme.

Tous les cétates sont insolubles dans l'eau, excepté le potassique, le sodique et l'ammonique. On prépare les cétates insolubles en précipitant les sels métalliques, dissous dans l'alcool, par une dissolution alcoolique de cétate potassique ou sodique. Les cétates calcique, barytique, magnésique, zincique, ferrique, stannique, plombique, hémi-mercurique et argentique, sont blancs. Le cétate sous-ferrique est d'un jaune foncé;

alt est rose; celui de cuivre est d'un vert pâle. le plomb est très fusible; celui d'argent s'altère ınde facilité (Dumas et Stas).

drique. Acide éthalique, cétylique ou palmitique. Ce produit est solide, incolore, inodore et insipide; écifique est plus faible que celui de l'eau. Lors- ondu, il se solidifie à + 55° et se prend en une lline, aiguillée. Il est volatil et peut être distillé le résidu. Il est insoluble dans l'eau et se dissout, , dans l'alcool et l'éther bouillans.

obtenir le cétate hydrique par plusieurs procédés t selon les matières premières qui servent pour

es procédés qui ont été donnés pour avoir le cétène l se formait du cétate sodique. Il suffit de décom- par le chlorure hydrique aqueux : le cétate hydri- e, on le lave plusieurs fois à l'eau bouillante; on ı le laisse refroidir lentement, il abandonne ainsi ui l'imprégnait.

ant ensemble 1 partie d'éthal avec 5 ou 6 parties tassée, à la température de + 210 à + 220°, il se ıcoup d'hydrogène et il se forme de l'éthalate En saturant la potasse et la chaux par le chlorure ıueux, on sépare l'éthalate hydrique que l'on ne cela a été indiqué par le procédé précédent.

ifiant l'huile de palme par la soude, il se forme de u cétate sodiques; si l'on décompose le mélange de par le chlorure hydrique aqueux, on obtient un léate et de cétate hydriques, que l'on traite par illant qui retient l'oléate et abandonne le cétate, ıare de la dissolution qui les baigne et que l'on le nouvelles cristallisations.

hydrique peut aussi se changer en cétate par la ın sous l'influence d'un excès de base et d'une élevée (Warrentrapp).

assique. — En fondant le cétate hydrique avec du otassique, de l'acide carbonique se dégage et il se tate potassique, que l'on peut faire cristalliser par illant. Ce sel est blanc, d'un aspect nacré. Il est altération. Une petite quantité d'eau le dissout, une

plus grande le décompose; l'alcool le dissout, le zyméther est sans action sur lui (Dumas et Stas).

En traitant l'oléate hydrique par la chaux potassée, il se forme du *cétate potassique* (V. p. 601 et 603).

CÉTOL. — *Ethal* (1) (Chevreul), *hydrate d'oxyde de cétyle*, Liebig. *Éthal normal*, Gerh. $C_{32}H_{34}O_2 = C_{32}H_{33}$, $2HO$ et $C_{32}H_{33}O,HO$. Composé solide, cristallisable, blanc, inodore, insipide, moins dense que l'eau, solidifiable par refroidissement à $+ 48°$ et entrant en fusion un peu au-dessus de cette température; il est volatil et peut être distillé sans altération. Il est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool et dans le zyméther. Chauffé avec la chaux potassée, il donne naissance à des cétates. Distillé avec l'acide phosphorique anhydre, il donne le cétène; avec l'acide chloro-phosphorique, il donne le *chlor-céther* ou éther éthalique chloré $C_{32}H_{33}Cl$. Il s'unit à l'acide sulfurique et forme une combinaison analogue à l'acide sulfovinique. Mis en présence de l'oxyde hydropotassique et de l'acide sulfocarbonique (CS_2), il donne un composé analogue aux xanthates de M. Zeise.

Le cétol est neutre et ne s'unit point aux alcalis; on profite de cette propriété pour l'obtenir. Il existe dans la cétine, combiné avec l'acide céténique; on les sépare par la saponification à l'aide de la potasse caustique employée en léger excès; le produit brut est décomposé à chaud par le chlorure hydrique aqueux: l'étholate hydrique et le cétol viennent nager à la surface du bain sous forme d'une huile que l'on isole par décantation; l'huile est lavée à l'eau chaude, mise en contact avec un excès de lait de chaux, qui donne du cétate calcique et laisse le cétol en liberté. La masse est desséchée dans une étuve et traitée par l'alcool, qui dissout ce dernier corps sans attaquer le savon. Par l'évaporation de l'alcool on obtient le cétol que l'on purifie en le dissolvant dans l'éther, filtrant la dissolution et la soumettant à la distillation: le produit reste dans la cornue.

CÉTATE CÉTHÉRIQUE. — *Cétine*, Chevreul. *Blanc de baleine sperma ceti.* $C_{64}H_{64}O_4 = C_{32}H_{34}O_3$, $C_{32}H_{33}O = C_{32}H$

(1) Ce nom est formé par la contraction des mots éther et alcool pour rappeler que l'éthal peut être, comme ces derniers corps, représenté par un carbure d'hydrogène, plus de l'eau.

O_4. Ce produit existe naturellement dans l'huile du . Lorsqu'il a été purifié, il est blanc, d'un magnifique ré, cristallisable en grandes lames ondulées, inodore, , fusible à 49°, volatil et pouvant être distillé sans ı, si on le chauffe graduellement et si l'on opère sur :e quantité ; mais décomposable en cétate hydrique et e si l'on chauffe brusquement.

$$\underset{\text{Cétine.}}{C_{64}\,H_{64}\,O_4} = \underset{\text{Cétate hydrique.}}{C_{32}\,H_{32}\,O_4} + \underset{\text{Cétène.}}{C_{32}\,H_{32}}$$

insoluble dans l'eau ; l'alcool bouillant de 0,821 en 0,025 qu'il abandonne presque entièrement par le sement. Il est plus soluble dans l'alcool absolu, dans her, l'essence de térébenthine et les huiles grasses. ine s'extrait du blanc de baleine du commerce. Pour e réduit en poudre et on le fait macérer à froid dans ol. Quand la poudre ne cède plus rien, on la traite ool pur et bouillant, on filtre et l'on obtient la matière ée par refroidissement.

oupe des céténés, offre la série suivante :

Cétène	$C_{32}\,H_{32}$
Cétyle	$C_{32}\,H_{33}$
Cétates	$C_{32}\,H_{31}\,\Delta\,O_4$
Céthol	$C_{32}\,H_{32},\,2\,HO$
Chlorcéther	$C_{32}\,H_{33}\,Cl$
Cétine	$C_{32}\,H_{31}\,(C_{32}\,H_{33})\,O_4$

VII^e GROUPE.

LIPARÉS.

Corps gras, leurs dérivés et leurs annexes.

Acides lipariques, Sels lipariques, Liparomes, Liparènes.

* *Adipés.* ** *Ricinés.* *** *Phytostéarés.*

Les corps gras ont été définis, p. 465, dans les considérations générales. Tels qu'on les trouve dans la nature, ils sont représentés par des sels hydriques, comme le *palmitate hydrique* (céténate hydrique) dans l'huile de palme, ou, le plus ordinairement, par des acides combinés avec l'*oxyde de glycyle* (glycérine anhydre). On a déjà vu que le *blanc de baleine*, qui peut être classé parmi les corps gras, est formé par la réunion de l'*acide céténique* et de l'éthal. Les corps gras, les plus répandus et les mieux connus, sont les produits *margariques, stéariques et oléiques*. Les autres produits sont beaucoup moins abondans dans la nature et ne se rencontrent que dans quelques espèces déterminées, comme l'acide *cocinique*, dans le *beurre de coco;* l'acide *myristique*, dans le *beurre de muscade;* l'*acide margaritique* et l'*acide ricinique* dans l'*huile de ricin*, ou bien ce sont des produits de réaction formés, soit sous l'influence de la chaleur, comme l'*acide sébacique* et la *margarone;* ou sous l'influence du sulfate hydrique, comme les acides *métamargarique, hydromargarique, hydromargaroïque, métoléique* et *hydroléique* ; ou sous l'influence de l'azotate hydrique, comme les *acides pimélique, adipique, lipique* et *azoléique;* ou sous l'influence de l'hydrate azotosique, comme l'*acide élaïdique*, ou par l'action oxydante de la potasse ou de la chaux potassée, comme l'*acide céténique.*

Les acides gras, naturels, paraissent tous dériver du prototype CH hexatomique condensé; mais à plusieurs degrés différens. Plusieurs acides gras, obtenus par des réactions, surtout par des réactions oxydantes sont généralement moins condensés que les précédens, et ils présentent cette singularité remarquable qu'ils dérivent presque tous des radicaux primitifs $C_n\ H_{n-1}$. Ce fait coïncide, sans aucun doute, avec quelque principe fondamental de la chimie générale et de la constitution des corps; mais on n'en a point encore saisi la raison.

On ne peut tracer l'histoire des corps gras, sans faire remarquer que leur étude pratique se trouve hérissée de difficultés difficiles à surmonter, que l'on n'avait aucuns renseignemens sur leur nature, lorsque les travaux de M. Braconnot et surtout de M. Chevreul ont porté les connaissances relatives à ces corps au même niveau que celles des branches de la chimie qui ont été le plus perfectionnées.

La nature des corps gras varie souvent avec leur origine ; ils seront divisés en trois groupes déduits de cette même origine : les *adipés*, les *ricinés* et les *phytostéarés*. Afin d'éviter les répétitions, on suivra, à peu de chose près, l'ordre adopté par M. Liebig dans l'étude de chaque groupe.

* *Adipès.*

Produits oléiques, margariques, stéariques et leurs dérivés.

OLÉATES.

ÉATE HYDRIQUE. — *Acide oléique*, Chevreul. $C_{36}H_{34}O_4$= $I_{33}O_3$,HO? L'acide oléique libre ou anhydre est inconnu.
ate hydrique se forme dans les huiles rances; mais on 'a point encore rencontré tout formé dans les produits édiats; il y est toujours uni à l'*oxyde de glycérile*.
ate hydrique est un liquide incolore ou ambré, inodore, t une *saveur un peu âcre* et possédant tous les caracphysiques d'une huile; son poids spécifique = 0,898 19; il devient solide à 3 ou 4 degrés au-dessous de 0.
peut être distillé dans le vide; mais il se détruit en partie u'on le distille sous la pression de l'atmosphère. Il est inso- dans l'eau et soluble en toutes proportions dans l'alcool 4. Il rougit le papier de tournesol et décompose les cartes, on peut aussi l'unir à la soude et à la potasse en emnt les carbonates de ces bases.
sulfate et l'azotate hydriques, l'acide azotosique et l'azotate i-mercurique, lui font subir des modifications qui seront iées d'une manière spéciale (V. p. 606 et suiv.). Soumis à on de la chaux potassée, il se transforme en céténate.
acide oléique, combiné à l'oxyde glycérique, forme l'*oléine* st la base des principales huiles.
n confond sans doute sous le nom d'acide oléique, et sous d'oléine, des produits différens qui offrent beaucoup alogie et dérivent du même type à différens degrés de lensation. Il n'est pas démontré que les huiles animales égétales contiennent un même acide oléique; cette identité pas même démontrée pour divers acides oléiques, d'orivégétale, comparés entre eux.
ur obtenir l'oléate hydrique, il faut employer une oléine ıpte, autant que possible, de stéarine et surtout de marıe. L'huile d'amandes douces convient bien pour cette aration. On trouve dans le commerce un acide oléique ır et fortement coloré qui provient de la fabrication des ıes stéariques. Cet acide ne pourrait être à-peu-près purifié

que par la saponification et par des opérations longues et dispendieuses.

L'oléine étant toujours accompagnée de margarine ou de stéarine ou de l'un et de l'autre à-la-fois : ces deux matières donnent de l'acide margarique ou de l'acide stéarique dans les circonstances où l'oléine donne de l'acide oléique ; on n'obtient cet acide pur qu'autant qu'on peut le séparer de ces autres acides. Le seul moyen qui réussisse bien, consiste à saponifier les huiles par l'oxyde de plomb, et à traiter le savon qui en résulte par l'éther qui ne dissout que l'oléate plombique : c'est ce dernier composé qui sert pour obtenir l'oléate hydrique.

L'huile d'amandes douces est mise en présence d'une dissolution de soude caustique ; elle se saponifie facilement en la chauffant au bain-marie : il se fait une espèce de double échange entre les acides gras et la glycérine, d'une part, et les élémens de l'oxyde hydrosodique, d'autre part : soient A les acides gras anhydres, G la glycérine, anhydre et $NaHO$ ou NaO, HO, l'oxyde hydrosodique, on a :

$$AG + NaO, HO = ANaO + GHO.$$

Le savon ainsi formé (1) est lavé avec de l'eau chaude saturée de sel marin ; il ne peut demeurer à l'état de dissolution dans cette circonstance et la glycérine y demeure dissoute. La dissolution saline, est enlevée ensuite et remplacée par de l'eau chaude, et le savon est décomposé par un *acide*, soit le chlorure hydrique aqueux. Les acides gras (liparates hydriques) viennent nager à la surface du bain : on les sépare par décantation.

Les acides gras, recueillis, sont mis en digestion au bain-marie avec la moitié de leur poids de litharge pulvérisée, et le mélange est agité constamment pendant plusieurs heures. Lorsque la litharge est disparue, le produit est bien lavé à l'eau chaude, puis desséché et introduit dans un flacon avec le double de son volume de zyméther : l'oléate seul se dissout. La liqueur est décantée et traitée par le chlorure hydrique aqueux

(1) On donne le nom de *savons* aux sels formés par les acides gras, du groupe des liparés.

e, étendu d'eau; celui-ci s'empare du plomb et donne nais-
e à l'oléate hydrique, qui demeure en dissolution dans le
éther. La dissolution est soumise à l'évaporation au bain-
ie, dans un appareil distillatoire pour ne point perdre
ıer, et l'oléate hydrique demeure isolé. S'il était trop coloré,
udrait le combiner à la soude, traiter le savon qui en ré-
ɛrait par une dissolution concentrée de sel marin, le bien
r, le décanter, le reprendre par l'eau, le décomposer par
ırtrate hydrique et recueillir l'oléate hydrique nageant
l'eau.

ÉATES MÉTALLIQUES.—Les oléates potassique, ammonique
dique, sont les seuls qui se délaient facilement dans l'eau
ui paraissent s'y dissoudre. Ils sont insolubles dans une
lution de sel marin. Tous les autres oléates sont insolubles
l'eau; mais ils sont tous solubles dans l'alcool. Les pre-
s peuvent être obtenus en traitant l'oléine ou l'oléate hy-
ue par les oxydes hydro-natroïdiques; les seconds peuvent
ɛ par double substitution entre les oléates solubles et les
métalliques.

ɛs oléates paraissent être bi-métalliques; au moins cela
ole résulter des analyses et des observations de M. Che-
l; on connaît des *oléates neutres* et des *oléates acides*;
-à-dire des *oléates bi-métalliques* et des *oléates hydro-mé-
ques*.

'*oléate potassique* 2 ($C_{36}H_{33}KO_4$) forme une belle gelée
sparente, qui se délaie dans l'eau, et lui communique
ropriétés générales de l'eau de savon, mais qui ne s'y dis-
réellement pas, puisqu'il se sépare par le repos et qu'il
urnagé par l'eau. Il est décomposé par l'acide carbonique.
'obtient en chauffant ensemble 1 partie d'oléate hydrique
partie d'oxyde hydro-potassique dissoute dans 5 parties
. Avec une fois moins de potasse on obtient l'oléate hydro-

ssique. $\begin{cases} C_{36}H_{33}KO_4 \\ C_{36}H_{33}HO_4 \end{cases}$

oléate sodique ressemble à l'oléate potassique et peut être
aré de la même manière, mais en employant 0,64 de
e contre 1 partie d'oléate hydrique. Il doit avoir une
position *semblable*.

ɔrsque l'on traite le carbonate sodique par l'oléate hydri-
, il se fait une effervescence d'acide carbonique et l'on

obtient un sel mou qui est probablement de l'*oléate hydro-sodique*. Si l'on sature l'oléate hydrique par la soude caustique, et si l'on fait bouillir le savon ainsi obtenu dans une dissolution concentrée de sel marin, on obtient un savon solide, qui est l'*oléate sodique*.

L'*oléate plombique* est solide, translucide, fusible entre + 60 et + 65°. Il est insoluble dans l'eau; mais il se dissout dans l'alcool, dans l'essence de térébenthine, le pétrole et le zyméther. On peut obtenir ce composé par double échange entre la dissolution de savon d'huile d'olive et d'acétate plombique : le précipité qui se forme est un mélange de margarate et d'oléate plombiques. En traitant la masse par l'alcool, on dissout l'oléate, que l'on peut ensuite obtenir par évaporation.

Les *oléates éthérique et méthérique* sont connus. On peut les obtenir en traitant une dissolution alcoolique ou méthylique d'oléate hydrique, par le sulfate ou le chlorure hydrique. Ce sont des liquides oléagineux, incolores et sans odeur; le premier a un poids spécifique de 0,87 à + 18°; il bout à une température fort élevée. Il résiste à l'action d'une dissolution aqueuse d'oxyde hydro-natroïdique; mais il est détruit rapidement par une dissolution alcoolique de ces mêmes corps; le second a un poids spécifique de 0,879 à + 18°.

OLÉATE GLYCÉRIQUE. — *Oléine*, Chevreul. *Oléate d'oxyde de glycérine*, Liebig. $C_{36}H_{33}(C_6H_7O_4)O_4$?$=C_{36}H_{33}O_5, C_6H_7O_5$. L'oléine est la matière liquide, propre, qui constitue la majeure partie des huiles grasses et une partie des graisses solides.

L'oléine est un liquide limpide, incolore ou légèrement ambré, insipide et inodore, ayant un poids spécifique de 0,913 à + 15°. Elle conserve l'état liquide à — 4°; mais elle se solidifie vers — 6 à — 7° et se prend en masse d'apparence cristalline. Elle peut être distillée dans le vide sans altération à une température voisine de + 400°; mais elle se détruit lorqu'on la chauffe à l'air.

Soumise à l'action des oxydes hydro-natroïdiques, elle donne naissance à des *oléates*, et il se forme de la glycérine en présence de l'eau :

Le sulfate hydrique donne naissance à du sulfate hydro-glycérique et à de l'oléate hydrique. Il se forme en même temps d'autres produits et le mélange noircit.

Sous l'influence de la chaux potassée et d'une température fisamment élevée, l'oléine donne naissance aux produits xydation de l'acide oléique et de la glycérine : c'est-à-dire lu cétate, de l'acétate et du formiate potassiques ou cal-ues.

Les peroxydes donnent de l'oléat·? du formiate et de l'acide bonique.

L'acide azotosique solidifie l'oléine en peu de temps et nne naissance à de l'élaïdine (élaïdate glycérique).

Les huiles siccatives ne jouissent pas de cette propriété.

L'oléine absorbe l'oxygène de l'air, dégage de l'acide carbo-que et devient rance.

Il est douteux que les oléines végétales et animales soient ntes de même nature; mais on ne les a point encore distin-ées jusqu'à ce jour.

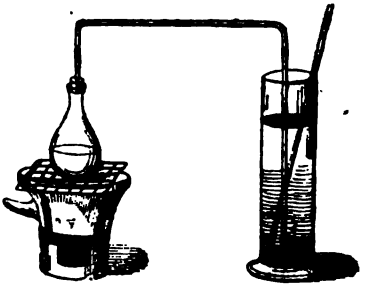
Dans la nature l'oléine est toujours associée à la margarine à la stéarine, aussi est-il très difficile de l'obtenir pure. Le océdé qui l'isole le mieux est fondé sur ce que les oxydes ydro-natroïdiques décomposent plus facilement la margarine la stéarine que l'oléine : or, si l'on emploie un peu plus oxyde qu'il n'en faut pour décomposer ces deux corps et aucoup moins qu'il n'en faut pour les décomposer tous trois, léine demeure évidemment libre et peut alors être séparée r l'alcool qui ne la dissout point. Pour obtenir ce résultat, . Kerwyk recommande de traiter 2 parties d'huile d'olive par ne partie de lessive caustique à 30° environ, à la tempéra-e l'ébullition, pendant 24 heures, et en agitant con-nuellement. Le produit incomplétement saponifié est traité r l'alcool qui dissout le savon formé et laisse l'oléine à l'état quide. Cette oléine est recueillie par décantation, traitée e nouveau par l'alcool et desséchée enfin par le chlorure cal-que.

En soumettant les huiles à un abaissement de température nt et gradué, il s'y forme des cristaux de stéarine et de mar-arine ou de l'une et de l'autre à-la-fois. Si l'on filtre ces huiles u si on les soumet à la pression, on obtient de l'oléine beau-oup moins chargée de matières solides.

(V. à la fin de ce groupe, des observations sur l'extraction, a préparation et les usages des corps gras.)

ÉLAÏDALES.

L'acide élaïdique, qui est partie intégrante et nécess élaïdates, est le produit de l'action de l'acide azotoeiq l'azotate hémi-mercurique sur l'oléine. Il se forme a l'élaïdate glycérique (élaïdine) qui se prend en mass après quelques heures. En opérant sur l'oléate hydriq forme de l'élaïdate hydrique. Pour obtenir ce pro suffit de faire passer un courant de vapeur d'acide azo dans l'oléine ou dans l'oléate hydrique. La vapeur a que est obtenue très facilement en traitant l'amidon pa tate hydrique.



ÉLAÏDATE HYDRIQUE.—*Acide élaïdique*, F. Boudet. posé est isomère avec l'oléate hydrique et a par consé même formule $C_{36}H_{34}O_4$, Gerhardt. L'élaïdate hydri tenu comme il vient d'être dit, n'est point pur; il fau avec de l'eau bouillante, laisser refroidir le mélange et l'élaïdate qui est passé à l'état solide, le dessécher papier à filtrer et le traiter par l'alcool bouillant, qu donne par le refroidissement sous forme de lames na faut le redissoudre et le faire cristalliser ainsi jusqu'à soit parfaitement incolore.

L'élaïdate hydrique en masse est blanc, nacré; + 44° ou 45° et se prend en masse cristalline par le ref ment. Chauffé avec l'oxyde plombique, de l'eau est cl il perd 0,256? de son poids. Il est volatil et peut êtr sans altération. Il est insoluble dans l'eau; l'alcool i dissout cinq fois son poids à la température ordinai encore plus soluble dans l'alcool bouillant. Sa di alcoolique rougit fortement la teinture de tourne beaucoup moins soluble dans l'éther que dans l'alcoo

DATES MÉTALLIQUES. $C_{36}H_{33}\Delta O_4$? Les élaïdates natroï- sont solubles dans l'eau. On peut les obtenir en trai- i carbonates par l'élaïdate hydrique. L'élaïdate sodique ible dans l'alcool et peut cristalliser par le refroidisse- n prenant l'aspect de l'élaïdate hydrique. Les autres es sont amorphes et insolubles dans l'eau.

DATE ÉTHÉRIQUE. $C_{36}H_{33}(C_4H_5)O_4 = C_{36}H_{33}O_3,CH_5O$. ïdate a été obtenu par M. Laurent et par M. Meyer. Il ble beaucoup à l'oléate éthérique, et on l'obtient par un é semblable, en remplaçant l'oléate hydrique par l'élaï- ydrique. Son poids spécifique = 0,868 à + 18°, il bout 70° et peut être distillé sans altération. Il est insoluble eau, peu soluble dans l'alcool à 0,60, et soluble en toutes tions dans l'éther et l'alcool absolus.

ïdate méthérique a aussi été obtenu par M. Laurent; il ble au précédent.

DATE GLYCÉRIQUE.—*Élaïdine*, F. Boudet. $C_{36}H_{33}(C_6H_7O_4)$ $_{36}H_{33}O_3$, $C_6H_7O_5$. Cette substance paraît être isomé- ivec l'oléine. On la prépare de la même manière que ite hydrique, en remplaçant l'oléate hydrique par l'o- t même par l'huile d'olive. La modification porte sur oléique supposé anhydre; l'acide élaïdique qu'il pro- lemeure uni à la glycérine.

ïdine est solide, blanche, cristalline, fusible de + 32 5°; elle est soluble dans l'éther et dans 200 parties d'al- dinaire bouillant. Soumise à la distillation, elle donne duits que donnent en pareille circonstance l'élaïdate ue et la glycérine; c'est-à-dire de l'élaïdate hydrique téré, de l'acroléïne et des gaz inflammables. Par onification, elle donne un élaidate et de la glycérine. e par un grand excès d'acide azotosique, l'élaïdine se e, et forme sans doute une espèce d'amide par une n qui a lieu entre l'oxygène de cet acide et l'hydrogène lycérine; car le produit qui se forme est azoté et donne ent de l'ammoniaque sous l'influence des oxydes liques. Peut-être se forme-t-il une base qui n'a pas été e?

line passe pour être isomère avec l'oléine. Dans ce cas, l'action de l'acide ie demeure entièrement inexpliquée ou rentre dans la catalytie. Il est probable que ni l'une ni l'autre de ces deux opinions n'est admissible. Par

l'analyse, M. Meyer a trouvé plus de carbone dans l'élaïdine que dans l'oléine. Ceci en serait une preuve suffisante, si l'on pouvait s'en rapporter uniquement à l'analyse; mais, en général, il faut se méfier de ces explications de transformation que l'on dit opérées par le simple contact. Il est probable que l'acide azotosique joue un tout autre rôle que celui que l'on suppose; car la plupart des réactions que l'on a rapportées au simple contact ne lui appartiennent point exclusivement. Si l'on démontre l'identité de composition des acides oléique et élaïdique, l'opinion la plus probable sera que l'acide azotosique est un agent intermédiaire qui, par une suite de combinaisons et de décompositions, transforme un produit dans l'autre, en se régénérant continuellement; de même que le bi-oxyde d'azote agit dans la préparation du sulfate hydrique.

SÉBATES.

Le sébate hydrique, qui est l'origine de tous les autres sels du même genre, se trouve dans les produits de la distillation de l'acide oléique et de toutes les substances qui en renferment. La solubilité du sébate hydrique dans l'eau bouillante permet de l'isoler de tous les autres produits. Pour cela ces produits sont mis en contact avec l'eau, soumis à l'ébullition, et séparés par décantation : le sébate cristallise dans la liqueur aqueuse par le refroidissement. On le recueille et on les soumet à plusieurs cristallisations par l'eau bouillante et le refroidissement, jusqu'à ce qu'ils soient incolores.

Les composés liparïques, solides et purs, ne donnent point de sébate hydrique par la distillation; celui-ci paraît être produit exclusivement par l'*acide oléique*.

SÉBATE HYDRIQUE.—*Acide sébacique*. Th. *Azélate hydrique*. Laur.? $C_{10}H_9O_4$ = $C_{10}H_8O_3.HO$. Ce composé est en cristaux nacrés, ressemblant au benzoate hydrique (1), sa saveur est légèrement acide. Sa vapeur irrite la gorge et sent l'odeur de graisse chauffée. Il est inaltérable à + 100°; il fond à + 127°, et prend l'apparence d'une huile limpide et incolore. A une température plus élevée il se sublime sans s'altérer. Comme son mode de préparation l'indique, il est peu soluble dans l'eau froide et beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante. L'alcool et l'éther le dissolvent facilement. (V. plus loin *Azélate hydrique*).

Les sébates potassique, sodique et ammonique sont solubles dans l'eau; les autres sébates métalliques y sont insolubles.

Le *sébate éthérique* est liquide, solidifiable à — 9° et bout au-dessus de + 100°; il possède une *odeur de melon très prononcée*. On l'obtient en faisant passer un courant de chlorure hydrique dans une dissolution alcoolique de sébate hydrique, et en opérant, d'ailleurs, comme s'il s'agissait d'obtenir l'oléate éthérique.

---

(1) On décrit ces cristaux comme étant sous forme de lamelles ou d'aiguilles. Ces deux formes, si elles ont été bien observées, ne paraissent pas appartenir à une même substance; mais il est plus convenable de croire que les formes ont été mal observées, et que le produit n'était pas un mélange, vu les travaux chimiques auxquels il a donné lieu.

MARGARATES.

margarate hydrique et le margarate glycérique ou la mar-
e, existent tout formés dans plusieurs produits naturels.
ernier se trouvedans quelques matières grasses végétales,
le résidu de la distillation des eaux-de-vie; il se produit
la distillation ou l'oxydation des adipés. Le deuxième
uit forme une partie essentielle de la plupart des graisses
es et neutres. Les margarates sont en outre, une partie
itielle des savons.

ARGARATE HYDRIQUE. — *Acide margarique*, Chevr. $H_{34}\ O_4 = C_{34}\ H_{33}\ O, HO$. Corps blanc, cristallisé en
illes ondulées, nacré, doux au toucher, inodore, d'une
ur presque nulle; fusible à + 60°, pouvant être distillé
altération dans le vide; insoluble dans l'eau, soluble dans
er et dans l'alcool; attaquant les carbonates alcalins lors-
l est en fusion; solution alcoolique rougissant le tournesol.
illé au contact de l'air, il se détruit en partie et donne un
de *margarone*. Ce produit est beaucoup plus abondant
u'on le distille en présence de la chaux, ou lorsque l'on
lle le margarate calcique.

argarone, découverte par M. Bussy, est un produit solide, blanc, nacré,
, électrique par frottement, fusible à + 77°, soluble dans 36 parties d'al-
0,90, et dans 6 parties 5 d'alcool absolu. Elle se dissout également dans le
ier et dans l'acétate hydrique. Mais son meilleur dissolvant est l'essence de
nthine. Elle ne se combine point aux oxydes natroïdiques, et est à peine
ée par l'azotate hydrique. Le sulfate hydrique la charbonne. Sa composition
a doute représentée par $C_{33}\ H_{33}\ O$, ou plutôt encore par le double de cette
le ou par $\left\{\begin{matrix} C_{34}\ H_{34}\ O_2 \\ C_{32}\ H_{32} \end{matrix}\right\}$. Si cela est, en oxydant la margarane on doit re-
ire du margarate hydrique, et donner en même temps naissance à du cétate
ique.

istillé sur le phosphate hydrique fondu, le margarate hy-
ue donne du *pyromargarol;* corps qui a la même composi-
que le margarate hydrique moins un équivalent d'eau, ou
$H_{33}\ O_3$.

pyromargarol est solide, coloré en brun clair et fusible entre 60 à 65°,
soluble dans le zyméther, et presque insoluble dans une dissolution hydro-
ique; ce qui le distingue du margarate hydrique, et ce qui permet de l'en
er.

Si l'on soumet le margarate hydrique à l'action de l'[illegible] hydrique, il se forme la suite des produits que donne l'[illegible] hydrique en pareille circonstance : subérate, pimélate, [illegible] pate, succinate hydrique, etc.

En traitant les matières grasses en fusion par le gaz [illegible] niac, il se forme un produit particulier que l'on peut [illegible] cristalliser dans l'alcool. Ce produit est la margar[illegible]

$C_{34} H_{33} \overline{O_2}$ Ad.

La margaramide est solide, cristallisable en lamelles ou en petits prism[illegible] est fusible à + 60°, et brûle avec flamme comme les autres matières gras[illegible]

On connaît plusieurs procédés pour prépare le marg[illegible] hydrique ; mais il est fort difficile de l'obtenir à l'état pureté.

Le stéarate hydrique peut être transformé en margara[illegible] le faisant bouillir pendant quelques minutes avec un [illegible] d'azotate hydrique à 32° B., égal au sien. Le produit s[illegible] par refroidissement, est lavé dans l'eau bouillante, s[illegible] de nouveau, desséché dans du papier sans colle et soum[illegible] des cristallisations réitérées dans l'alcool.

L'oléate hydrique, soumis à l'action de l'azotate hydri[illegible] donne aussi du margarate hydrique dans les premiers te[illegible] de la réaction.

Le produit de la distillation du suif ou de l'axonge con[illegible] aussi beaucoup de margarate hydrique. La partie solide de[illegible] produit est épongée avec du papier sans colle, puis diss[illegible] dans l'alcool bouillant, et soumise à la cristallisation. P[illegible] la purifier complétement, il est convenable de la saturer p[illegible] le carbonate sodique, de faire bouillir le savon qui en ré[illegible] dans une solution concentrée de sel marin, de le laver et le[illegible] décomposer par un sel hydrique en présence de l'eau. Le m[illegible] garate se fige à la surface du bain par le refroidissement, [illegible] on le sépare.

Il est douteux que le margarate hydrique, extrait des hu[illegible] les végétales par la saponification, soit le même que ce[illegible] des graisses animales.

Les margarates potassique, sodique et ammonique so[illegible] solubles dans l'eau ou au moins s'y délaient facilement. Les [illegible] tres margarates y sont insolubles.

GARATE POTASSIQUE.—$C_{34}\,\overline{H_{33}\,K\,O_4}$. Ce composé se forilement en saturant l'hydrate ou le carbonate potassique margarate hydrique, en présence de l'eau bouillante. sous forme de gelée ; il se délaie dans l'eau et la fait er; mais il n'y est réellement point soluble. Il se dis- contraire dans l'alcool, surtout lorsqu'il est bouillant; dépose sous forme de paillettes nacrées par le refroiient. Il est décomposé par une grande quantité d'eau; il are en deux produits : un soluble et l'autre insoluble.

GARATE SODIQUE.—$C_{34}\,\overline{H_{33}\,K\,O_4}$. Ce margarate ressemprécédent et se prépare de la même manière en remt le composé potassique par un composé sodique. Il les mêmes propriétés.

GARATE CALCIQUE. — $C_{34}\,H_{33}\,Ca\,O_4$? Composé blanc, , fusible, insoluble dans l'eau, que l'on obtient en posant un des sels précédens, dissous dans l'alcool, par calcique. Il s'en forme toutes les fois que l'on délaie du dans une eau calcaire, et c'est l'immiscibilité de ce pro- vec l'eau, qui fait que ces eaux ne sont point propres au issage.

GARATE PLOMBIQUE. — $C_{34}\,H_{33}\,Pb\,O_4$. Ce composé est dense, fusible vers + 100°, sec et fragile lorsqu'il a été . Il ne se mouille point par l'eau. Il se dissout facilement l'essence de térébenthine et dans le pétrole. L'alcool ant n'en dissout que 0,03, l'éther n'en dissout que 0,01. prépare en versant une dissolution d'acétate plombique ant de l'acétate hydrique, dans une dissolution alcooli- e margarate potassique ou sodique.

GARATE ÉTHÉRIQUE. — *Éther margarique*, *margarate le d'éthyle*. $C_{34}\,H_{33}\,O_4$, $C_4\,H_5\,O$. Cet éther, étudié par rrentrapp, est solide; il est fusible à + 22°. Par les hydros et les carbonates natroïdiques, il donne un margarate l'alcool. Il se forme en faisant passer un courant de gaz ire hydrique dans une dissolution de margarate hydri- e produit de la réaction est lavé avec de l'eau et dessé- ir les procédés ordinaires.

GARATE GLYCÉRIQUE. — *Margarine*, Chevr. $C_{34}\,H_{33}\,O_3$, O_3. Ce composé existe abondamment dans la plupart des es et des huiles neutres. Il fait partie de la graisse humaine se trouve accompagné d'oléate glycérique. C'est une ma-

tière blanche, solide, fusible, qui peut être refroidie jusqu'à + 41° sans cesser d'être liquide, mais dont la température remonte à + 49° pendant sa solidification. C'est donc cette dernière température qui est le véritable point de fusion et de solidification de la graisse sur laquelle M. Chevreul a opéré. Soumise à la distillation, elle donne principalement du margarate hydrique et de l'acroléine. Elle est soluble dans l'alcool bouillant et beaucoup moins soluble dans l'alcool froid. Elle se dissout plus facilement dans le zyméther et dans l'essence de térébenthine. On peut obtenir la margarine en dissolvant de la graisse humaine dans de l'alcool bouillant, et en refroidissant le produit précipité par refroidissement et le soumettant à de nouvelles cristallisations pour le séparer autant que possible de l'oléate glycérique qui l'accompagne.

Selon MM. Pelouze et F. Boudet, la matière cristalline qui se dépose dans l'huile d'olive, est formée d'oléate et de margarate hydriques unis ensemble. Son poids spécifique = 0,9[illegible] elle fond vers + 22°.

STÉARATES.

Les stéarates ont beaucoup d'analogie avec les margarates; en général, ils sont moins fusibles. Le stéarate glycérique existe dans le suif des animaux, lui donne la solidité et le distingue ainsi de la plupart des autres graisses animales.

STÉARATE HYDRIQUE.—*Acide stéarique.* Corps solide, blanc, cristallisable en aiguilles prismatiques, gras au toucher, fragile, pulvérisable, fusible à + 75°, et solidifiable à + 70°. Il est soluble dans l'alcool et dans l'éther, et ne se dissout point dans l'eau. Sa dissolution alcoolique rougit fortement le tournesol. Il peut être distillé sans altération dans le vide barométrique; mais il n'en est point de même, dans les circonstances ordinaires : il donne du margarate hydrique. Traité par l'azotate hydrique, il se change en quelques instans en margarate hydrique. Par l'action prolongée du même agent il donne le même produit que l'oléate et le margarate hydriques placés dans les mêmes circonstances. Sous l'influence de l'acide phosphorique anhydre, il donne le *pyrostéarol*, qui possède les mêmes propriétés que le pyromargarol, et qui pourrait bien n'être rien autre chose que ce dernier corps; la facile transformation du stéarate hydrique en margarate permet de

cela. Distillé avec le quart de son poids de chaux, il le la *margarone* (v. p. 609).

›ougies stéariques du commerce sont formées d'un mé- e stéarate et de margarate hydriques, fusible à envi- 5o°. On peut en extraire avantageusement le stéarate ıe pour les besoins de la chimie. Il faut pour cela le ristalliser à plusieurs reprises dans l'alcool par voie de .ssement : le margarate, plus soluble que le stéa- ɜmeure dans les eaux-mères.

›eut aussi préparer le margarate hydrique, soit en sapo- le suif par la soude, décomposant le savon par le sul- drique, recueillant les sels hydriques gras (oléate, mar- ɛt stéarate), et les séparant par l'alcool; soit en traitant le ıdu par le sulfate hydrique qui donne naissance aux sels hydriques que ceux obtenus dans l'opération pré- ɛ. Ces sels sont isolés par des lavages à l'eau, et le stéa- drique peut en être séparé par l'alcool.

chimistes ne sont point encore d'accord sur la compo- xacte, et encore moins sur la constitution des stéa- ɛpendant, il paraît que ces sels sont bi-métalliques. mme généralement *stéarates acides*, ceux dans les- ın équivalent d'hydrogène tient lieu d'un équivalent al.

RATES POTASSIQUES.—Il existe deux stéarates potassiques : est bi-potassique et un qui est hydro-potassique. Le r de ces composés peut être obtenu en saturant le ɛ hydrique par un poids égal au sien, d'hydrate po- ɛ dissous dans 100 parties d'eau : le sel se précipite froidissement : on le purifie en le faisant cristalliser alcool. Il est insoluble dans l'éther, peu soluble dans à la température ordinaire et très soluble dans l'al- ›uillant; 5000 parties d'eau froide ou 1000 parties ›ouillante le décomposent en stéarate alcalin qui de- dissous, et en stéarate hydro-potassique qui se préci- e dernier sel peut être dissous dans l'alcool et soumis istallisation sans qu'il s'altère.

téarate potassique dissous dans l'eau bouillante est dé- é par le chlorure sodique qui le transforme en stéa- dique et en chlorure potassique.

RATES SODIQUES. — L'histoire des stéarates sodiques est

la même que celle des stéarates potassiques. On obtient le sel bi-sodique en mettant en présence 20 parties de stéarate hydrique, 13 parties de soude et 300 parties d'eau. Il est hygroscopique. Il est peu soluble dans l'eau froide et résiste mieux à l'action de l'eau bouillante que le sel potassique. Il paraît se dissoudre dans 50 parties d'eau bouillante; mais il est décomposé par une plus grande quantité d'eau. Avec 10 parties de ce corps, il forme à chaud une dissolution qui se prend en gelée épaisse par le refroidissement à + 62°. Il est insoluble dans l'éther ordinaire, il est peu soluble dans l'alcool froid; mais il se dissout dans l'alcool bouillant, et la solution se prend en gelée très dense si elle contient seulement 1/5 de stéarate. La formation de cette gelée permet de distinguer le stéarate sodique des autres adipates de même base.

Les *stéarates calcique*, *barytique* et *plombique* sont blancs et insolubles dans l'eau.

STÉARATE ÉTHÉRIQUE. — $C_{38}H_{38}O_2$; C_4H_5O? Ce corps est solide à la température ordinaire et fusible. On le prépare en chauffant pendant environ 25 minutes un mélange de 1 partie de stéarate hydrique, 4 parties d'alcool à 0,90, et 2 parties de sulfate hydrique concentré. Le produit, traité par l'eau bouillante, abandonne une matière huileuse qui est l'éther stéarique.

Le méthol, mis à la place de l'alcool, dans la réaction précédente, donne un stéarate méthérique.

STÉARATE GLYCERIQUE. — *Stéarine*, Chevr. Ce composé existe naturellement dans le suif des ruminans. Lorsqu'il a été fondu, il est en masse blanche, ayant l'apparence de l'émail; son odeur est analogue à celle de la cire blanche; il n'a point de saveur. Il fond à + 60 ou 62°. Il est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool froid, soluble dans 6 à 7 parties d'alcool bouillant. Il est très soluble dans l'éther bouillant et presque insoluble dans l'éther à la température ordinaire. Il est en outre soluble dans le méthol, l'acétone et l'essence de térébenthine. Il est très soluble dans l'oléine à chaud; mais il s'en sépare presque entièrement par le refroidissement. Distillé en présence de l'air, il donne du margarate hydrique, de la margarone et de l'acroléïne. L'azotate hydrique le transforme rapidement en margarate hydrique. Par un

a prolongée, il donne les mêmes produits que le stéarate
ique soumis au même agent. Le sulfate hydrique le trans-
e en sulfate hydro-glycérique et en stéarate hydrique.—
oxydes métalliques le transforment en glycérine et en
ate métallique.
est difficile d'obtenir de la stéarine bien pure; mais on y
ent pourtant en la soumettant à des cristallisations réité-
dans le zyméther, par voie de refroidissement.

OLÉATES. — AZÉLATES. — SUBÉRATES. — PIMÉLATES.
— ADIPATES. — LIPATES. — SUCCINATES.

soumettant l'oléate hydrique ou glycérique à l'action de l'azotate hydrique avec un volume d'eau égal au sien, il se produit une réaction compliquée e résultat de laquelle M. Laurent et M. Bromeis ont pu distinguer jusqu'à roduits différens, appartenant aux genres dont les noms sont en tête de ce raphe. Les cinq derniers sont remarquables en ce que leur composition est entée par du carbone et de l'hydrogène dans le rapport de C_n à C_{n-1}; rap-ui existe aussi dans l'*oléate hydrique*, qui peut leur donner naissance à tous. l est fort remarquable et semblerait conduire à penser que tous les carbures ataires de ces composés sont copulés, et qu'ils résultent de l'union d'un car-ure simple C_2H avec d'autres carbures dont la composition générale pourrait présentée par (C H)n. Cependant, comme l'oléate hydrique, dont l'équiva-t considérable, peut donner plusieurs équivalens de ces divers composés, il pas possible que son carbure supplémentaire puisse suffire à la création de s autres produits qui semblent le contenir.

'on traite l'huile d'olive ou l'oléate hydrique, et même les diverses autres ma-grasses de ce groupe par l'azotate hydrique étendu de son volume d'eau, la e huileuse finit par disparaître, et par le refroidissement il se forme une spongieuse et cristalline, principalement formée de *subérate hydrique*, et d'azélate hydrique si ce produit est réellement autre chose que le subérate ique même. Le produit solide est déposé dans un entonnoir bouché avec de ate, pour le faire égoutter et même le laver à l'eau froide. Les liqueurs nnent les autres produits de la réaction. Soumises à l'évaporation lente, elles onnent d'abord du *subérate hydrique*, puis du *pimélate* d'une couleur *blanche*, on recueille à part. Les nouvelles eaux-mères retiennent encore le dernier it dissous par l'azotate hydrique qui n'a point été détruit dans la réaction. es évaporations et des cristallisations successives on obtient des cristaux *d'adipate et de lipate hydriques*.

oléate hydrique provient du liquide huileux qui surnage les produits de la *ation*.

l'action lente de l'azotate hydrique sur les corps gras de ce groupe, et sur , il se forme en outre du succinate hydrique.

produits formés par l'action de l'azotate hydrique sur les *liparés*, sont re-tés par les formules suivantes :

Azoléate hydrique.	$C_{14} H_{14} O_4$
Azélate hydrique.	$C_{10} H_9 O_4$?
Subérate *id.*	$C_8 H_7 O_4$
Pimélate *id.*	$C_7 H_6 O_4$
Adipate *id.*	$C_6 H_5 O_4$
Lipate *id.*	$C_5 H_4 O_5$
id. sublimé.	$C_5 H_3 O_4$
Succinate hydrique.	$C_4 H_3 O_4$

L'AZOLÉATE HYDRIQUE obtenu comme il a été dit précédemment, est mêlé de l'eau, soumis à une nouvelle distillation, et desséché sur l'acide phosphorique anhydre. Il est liquide, incolore; son odeur est aromatique; sa saveur est quante; il bout à + 148° et ne se solidifie pas à — 17°. Il est peu soluble l'eau; mais il se dissout dans l'alcool, le zyméther et l'azotate hydrique. Il s'é par la chaleur et ne peut être distillé seul. Il est inusité ainsi que les composés du même genre.

L'AZÉLATE HYDRIQUE se trouve avec le subérate hydrique, et ne s'en dis que par une plus grande solubilité dans le zyméther. L'existence de ce co aurait besoin d'être confirmée par de nouveaux travaux.

SUBÉRATE HYDRIQUE. *Acide subérique*. $C_8 H_7 O_4$. Ce n'est pas seulem réagissant sur l'oléate hydrique, que l'azote hydrique donne naissance au subé drique; il s'en forme encore lorsqu'il agit sur les autres produits liparés liége. Son nom lui vient même de *suber* qui est celui de ce dernier corps C'est un produit difficilement cristallisable en longues pyramides triangu fond à + 120° et donne une masse cristalline par refroidissement. Il est peut être distillé à + 9°, l'eau n'en dissout que 0, 01 ; bouillante, elle environ la moitié de son poids. L'alcool bouillant en dissout un peu plu poids. Sa dissolution fait naître un précipité blanc dans l'acétate plomb sous. Il est sans usage.

PIMÉLATE HYDRIQUE. $C_7 H_6 O_4$. Laurent. Produit cristallisé en pe dont la structure est inconnue; blanc, sans odeur, à saveur acide, fusible v (Laurent). Volatil à + 18°, l'eau n'en dissout que 0,0285; elle en di coup plus lorsqu'elle est bouillante. Il est dissous aussi dans l'alcool, l et le sulfate hydrique. Lorsqu'on le fait fondre avec l'oxyde hydro-pot l'hydrogène se dégage et il se forme du valérate potassique, selon M. Cela conduirait à penser que les formules de ce produit $C_{14} H_{12} O_8$; pas probable qu'il se condense sous l'influence de la chaleur et de l'ox potassique (inusité).

ADIPATE HYDRIQUE. $C_6 H_5 O_4$, Laurent. Corps en petits mamelons d'une couleur brune, d'une saveur moins acide que celle du piméate fusible à + 130°, très soluble dans l'eau bouillante, l'alcool et l'éther luble dans l'eau froide. Sa dissolution fait naître des précipités dans plomb et de cuivre (inusité).

LIPATE HYDRIQUE. $C_5 H_4 O_5$. Laurent. Corps cristallisé en lamell dant une couleur brune, sans doute accidentelle comme celle du corps Il est fusible vers + 140 ou 145°, volatil, et répand des vapeurs suffoc on le chauffe. Il est soluble dans le zyméther, dans l'alcool, et plus à froid; ce qui permet de le faire cristalliser facilement. Il est plus solubl que les précédens. La lipate sublimé contient 1 équivalent d'eau de r M. Laurent (inusité).

CCINATE HYDRIQUE. — *Acide succinique, acide du succin.* s $O_4 = C_4 H_2 O_3$, HO. Ce composé peut être obtenu par stillation sèche du succin; on l'obtient encore en traitant lipés par l'azotate hydrique. On l'a rencontré aussi dans ques espèces de térébenthines. Il est en prismes limpides, ores et inodores; il possède une saveur métallique; son poids que = 1,50. Il fond à + 180° et bout à + 235°. Lors- le sublime lentement on l'obtient en aiguilles blanches, on dit contenir 1/2 équivalent d'eau contre 1 équivalent le anhydre. Si on répète cette opération plusieurs fois ite, on obtient l'acide anhydre $C_4 H_2 O_3$. Il est soluble 5 parties d'eau froide, et dans 2 parties d'eau bouillante. t soluble dans l'alcool et n'est pas soluble dans l'éther. obtient en faisant cristalliser le succinate hémi-hydrique l'eau.

e *succinate hémi-hydrique*, ou *sublimé*, fond à + 160° et à 242°.

acide anhydre, fond à + 145° et bout à + 250°. Il est soluble dans l'alcool et dans l'éther que les précédens.

. F. D'Arcet, en distillant le succinate calcique, a obtenu très petite quantité d'un liquide qu'il a nommé *succinone*. analyses paraissent conduire à la formule $C_{18} H_{12} O_2$; elles offrent quelques chances d'erreur, et l'on ne peut mer que ce liquide soit une véritable *acétone*.

e succinate éthérique a été décrit p. 542. Lorsqu'on le met ontact avec de l'ammoniaque liquide, il donne des cris- grenus, qui renferment l'ammoniaque à l'état latent. La tance qu'ils forment a pour formule $C_4 H_2 O_2$, $Az H_2$ et çu le nom de *succinamide*. L'acide succinique anhydre, iffé dans le gaz ammoniac a donné une substance volatile, allisée en rhomboèdres incolores, que M. D'Arcet a nom- *succinamide*, et que M. Liebig nomme *bi-succinamide*. a pour formule $C_8 H_3 O_4$, $Az H_2$.

e *succinate ammonique* est employé pour séparer le fer nanganèse. Si on l'ajoute dans une liqueur neutre, il pré- te entièrement le premier métal. On prépare ce succinate aturant le succinate hydrique par l'ammoniaque liquide n soumettant la liqueur à l'évaporation et à la cristallisa- . Le succinate ammonique peut être sublimé sans décom-

position. Sa dissolution aqueuse est altérable et doit n'être préparée qu'à mesure du besoin.

La constitution des succinates est mal connue. Les travaux de M. F. D'Arcet conduisent à penser qu'elle est telle qu'elle a été adoptée dans cet article; selon M. Fehling (1), les succinates seraient tribasiques et auraient pour formule générale:

$$C_8 H_3 O_5, 3 \Delta O.$$

Il semblerait résulter des travaux de M. Malaguti sur le succinate éthérique, que l'acide succinique est formé d'acide carbonique et d'un corps complémentaire.

La préparation du succinate hydrique par la distillation du succin est facile à opérer. Dans cette opération, une partie du succinate se dépose sous forme de cristaux; l'autre passe en dissolution dans un liquide coloré. Afin que les cristaux ne retombent pas dans la panse de la cornue, il est convenable de la placer dans un fourneau à réverbère recouvert de son dôme. La cornue est de verre et l'on a soin de ne chauffer qu'autant qu'il est nécessaire pour que l'opération marche convenablement; l'emploi du fourneau à réverbère n'ayant pas pour but d'obtenir une température élevée, mais de la répartir régulièrement et de chauffer la voûte de la cornue. Les cristaux condensés dans le col de cet instrument peuvent être recueillis immédiatement. La liqueur du récipient est décantée et soumise à la filtration, dans un filtre mouillé d'avance, pour la séparer de la matière bitumineuse qui l'accompagne, évaporée et soumise à la cristallisation. Cette opération est réitérée jusqu'à ce que les cristaux soient suffisamment purifiés. On a recommandé de traiter les cristaux impurs par l'azotate hydrique, afin de détruire la matière qui les salit. Cet azotate ayant peu d'action sur le succinate.

Lors du traitement des matières adipées par l'azotate hydrique, le succinate hydrique qui s'est formé, demeure dans les dernières liqueurs dont on a extrait les produits immédiatement solidifiables. On évapore toutes les eaux-mères jusqu'à siccité, on laisse refroidir le vase et le résidu qu'il contient; celui-ci est introduit dans un flacon et traité par l'éther à la température ordinaire. Le nouveau résidu est desséché et soumis à la sublimation : il donne ainsi du succinate hydrique cristallisé.

(1) *Annuaire de chimie*, Paris, 1845, p. 336.

MÉTOLÉATES, HYDROLÉATES, MÉTAMARGARATES, HYDRO-MARGARITATES, HYDRO-MARGARATES.

Ces différens produits prennent naissance lorsque l'on met en présence le sulfate ydrique concentré et l'huile d'olive, ou les oléates et les margarates.

Le sulfate hydrique enlève d'abord la glycérine au corps gras neutre, et donne nsi naissance à du sulfate glycerhydrique, et à des composés d'acide sulfurique et acide oléique ou margarique. Le composé oléique est soluble dans l'eau, le com- sé margarique, au contraire, est détruit par l'eau ; mais le composé margarique est point décomposé dans les mêmes circonstances, s'il est uni au composé oléique; pendant, la dissolution ainsi obtenue se décompose spontanément. Cette décom- sition est facilitée par l'ébullition. L'acide sulfurique se sépare avec la glycérine et on obtient un mélange de métoléate, d'hydroléate, de métamargarate et d'hydro- argaritate hydriques : l'oléine ou l'oléate hydrique donne les deux premiers pro- uits; la margarine ou le margarate hydrique donne les deux derniers; aussi est-il nvenable de n'employer que de l'oléine ou de l'oléate hydrique pour préparer le étoléate et l'oléate hydriques.

MÉTOLÉATE HYDRIQUE.—*Acide métoléique*, Frémy. Liquide jaunâtre, insoluble ans l'eau, peu soluble dans l'alcool, soluble en toutes proportions dans le zymé- her. La chaleur le décompose en acide carbonique et en carbure hydrique.

La composition du métoléate hydrique et celle des autres métoléates n'est pas tablie d'une manière certaine, ces composés paraîtraient renfermer 5 équivalens 'oxygène, ce qui est fort douteux. Le métoléate hydrique est formé d'environ ,758 de carbone, 0,119 d'hydrogène et 0,123 d'oxygène.

HYDROLÉATE HYDRIQUE. — *Acide hydroléique*. Frémy. Composé liquide res- mblant au précédent, mais s'en distinguant par sa solubilité dans l'alcool. Il ontient à-peu-près : carbone 0,741, hydrogène 0,118, oxygène 0,140.

MÉTAMARGARATE HYDRIQUE.—*Acide métamargarique*, Frémy. Composé solide ristallisable en lamelles brillantes par l'alcool, et en masse aiguillée par la fusion. orsqu'il a été fondu il se solidifie vers + 50°; il n'est point volatil sans décompo- tion, il est décomposé partiellement par la chaleur. Il est insoluble dans l'eau, ais il est soluble dans l'alcool et le zyméther. Il contient de 0,75 à 0,76 de car- one; de 0,126 à 0,128 d'hydrogène; de 0,109 à 0,124 d'oxygène. Frémy et iller.

HYDROMARGARITATE HYDRIQUE.—*Acide hydromargaritique*, Frémy. Composé olide, cristallisé en prismes à bases rhomboïdales, durs et friables, il est insoluble ans l'eau, mais soluble dans l'alcool et l'éther; il fond à + 68°. Lorsqu'on le istille il se décompose en eau et en métamargarite hydrique. Il est formé de :

	Frémy.	Miller.
Carbone.	0,7186	0,7273—0,7283
Hydrogène.	0,1222	0,1225—0,1432
Oxygène.	0,1592	0,1502—0,1382

HYDROMARGARATE HYDRIQUE.—*Acide hydromargarique*. Frémy. Ce produit st formé par la réunion des deux précédens, et on peut l'obtenir en les fondant

ensemble en proportions équivalentes, en le dissolvant dans l'alcool bouillant et en le laissant cristalliser par refroidissement. Il est fusible vers + 60°, quoique formé par la réunion du métamargarate et de l'hydromargaritate hydrique, il est beaucoup plus soluble dans l'alcool que chacun de ces sels pris isolément. Il contient environ, carbone 0,740, hydrogène 0,125, oxygène 0,135.

OLÉÈNE ET ELAÈNE.

Ces deux produits, qui dérivent des précédens, sont des équicarbures hydriques à différens degrés de condensation.

OLÉÈNE. — C_{12} H_{12} = 4 volumes; Frémy. Composé liquide, incolore, très fluide, moins dense que l'eau, ayant une odeur alliacée, bouillant à 55°. Le poids spécifique de sa vapeur = 2,875. Il brûle avec une flamme verdâtre; il est presque insoluble dans l'eau et se dissout facilement dans l'alcool et le zyméther. La vapeur de ce liquide est délétère.

ÉLAÈNE. C_{18} H_{18} = 4 volumes; Frémy. Corps incolore, possédant une odeur vive, moins dense que l'eau, bouillant à + 110°, brûlant avec une flamme blanche. Le poids spécifique de sa vapeur = 4,488. Le chlore l'attaque en dégageant du chlorure hydrique et donne naissance à un composé de la formule.

Il n'est point altéré par le sulfate hydrique.

L'oléène et l'élaène sont les produits de la distillation du métoléate ou de l'hydroléate hydrique : ils donnent du gaz carbonique, ces deux produits et une huile empyreumatique colorée. Par une nouvelle distillation on les sépare autant que possible de ce dernier ; on les lave avec une dissolution d'oxydropotassique, on les dessèche par le chlorure calcique, et on les distille de nouveau en tenant compte de la température; le produit qui passe le premier est l'oléène. Le résidu de la cornue est l'oléine mêlé avec un peu d'huile empyreumatique. On y ajoute des fragmens d'oxyde hydropotassique, et on le distille pour le purifier.

** *Ricinés.*

Huile de ricin et ses dérivés.

L'huile de ricin que l'on extrait des graines du *ricinus communis* de Linné donne naissance à une série de corps gras dérivés qui diffèrent des autres corps gras qui forment les principes ordinaires des huiles et des graisses. Cette huile qui se distingue de toutes les autres, par sa solubilité dans l'alcool, semblait effectivement devoir renfermer des produits différens; c'est ce qui a été observé par MM. Bussy et Lecanu. L'étude des corps de cette série mériterait d'être reprise, afin d'établir leur composition et leurs réactions fondamentales d'une manière positive.

L'huile de ricin paraît être formée d'*élaïodate*, de *ricinate* et de *margaritate glycériques*. Ce dernier produit n'y existe qu'environ pour 0,002. Si l'on saponifie cette huile on en obtient donc des *élaïodate*, *ricinate* et *margaritate potassiques* ou *sodiques*, selon l'agent employé, et de *la glycérine* prend naissance. L'huile de ricin donne par la saponification et la décomposition du savon par le chlorure hydrique, 0,94 d'acides gras et 0,8 de glycérine. Si l'on distille l'huile de ricin, on obtient principalement de l'*élaïodate* et du *ricinate hydriques*; mais en outre, il se forme un liquide volatil, qui est l'*aldéhyde de la série œnanthylique*. L'huile

ricin donne ainsi à + 265°, 0,63 de résidu solide et 0,34 de produit liquide. itée par l'azotate hydrique, cette huile donne de l'*œnanthylate hydrique*. Enfin, s l'influence de l'acide azotosique, elle donne la *palmine* ou le *palmitate gly-ique*.

ELAÏODATE HYDRIQUE. — *Acide élaïodique*, Bussy et Lecanu. Produit liquide, nâtre, d'une saveur âcre; soluble en toutes proportions dans l'alcool, l'éther l'eau alcalisée par l'oxyde hydropotassique. Solidifiable en masse cristalline à ieurs degrés au-dessous de 0°. Les *élaïodates potassique et sodique*, sont très ubles dans l'eau et dans l'alcool; les élaïodates magnésique et plombique sont olubles dans l'eau et très solubles dans l'alcool.

L'élaïodate hydrique est un des produits liquides de la distillation de l'huile de in; il fait aussi partie des acides gras que l'on peut extraire du savon de cette ile, en le traitant par le chlorure hydrique aqueux. On le sépare des com-osés solidifiables par un abaissement de température, par la décantation et la tration.

RICINATE HYDRIQUE.—*Acide ricinique*, Bussy et Lecanu. $C_{24}H_{20}O_4$? Corps olide, en masse blanche, nacrée; ayant une saveur âcre, persistante; il fond à + 12° en un liquide limpide et incolore, qui se prend en masse cristalline par le froidissement; il est insoluble dans l'eau; à + 12° l'alcool à 0,95 en dissous ois fois son poids; à + 18° le zymether en dissout aussi trois fois son poids. s dissolutions rougissent fortement le tournesol. Il peut être distillé sans altération.

Les ricinates potassique et sodique sont solubles dans l'eau et dans l'alcool, et olubles dans une dissolution de chlorure potassique ou sodique. Les autres inates sont insolubles dans l'eau et *très solubles dans l'alcool*. Le ricinate ma-ésique peut cristalliser parfaitement en prismes aiguillés; par le refroidissement en dissolution alcoolique concentrée.

Le *ricinate hydrique* est le produit solide de la distillation de l'huile de ricin ec le margaritate hydrique, il forme encore le produit solide que l'on obtient r refroidissement, décantation, pression dans du papier buvard, et cristallisation s l'alcool.

MARGARITATE HYDRIQUE.—*Acide margaritique*, Bussy et Lecanu. $C_{36}H_{30}O_7$? mpo-é solide, blanc, cristallisable en lamelles nacrées, douces au toucher, ipide, inodore, fusible au-dessus de + 130°, pouvant être distillé en partie sans ration; insoluble dans l'eau, soluble dans 3 parties d'alcool bouillant, beau-p moins soluble dans l'alcool à la température ordinaire. Cette dissolution git le tournesol. Les margaritates potassique et sodique ont l'apparence d'un on. Le margaritate magnésique est insoluble dans l'alcool.

Le margaritate hydrique est un produit solide qui se dépose par le refroidisse-nt dans les matières provenant de la décomposition du savon potassique d'huile ricin, il en représente environ les 0,002.

ŒNANTHYLATE HYDRIQUE. — *Acide œnanthylique*, Tilley. An. *Acide azoléique Laurent?* Bromeis. $C_{14}H_{14}O_4$. Liquide incolore, possédant une odeur aro-tique, bouillant à + 148°, destructible à une température plus élevée, inflam-ble. Ce produit se forme en distillant un mélange d'azotate hydrique et d'huile ricin; il surnage sur le liquide recueilli dans le récipient. On connaît quel-es œnanthylates, et l'éther œnanthylique ou l'œnanthylate éthérique.

OENANTHITES. — *OEnanthates*. Lieb. et Pelouze. $C_{14}H_{14}O_3$. Ce composé est aux œnanthates, ce que les acétites sont aux acétates, en admettant que le carbure (CH)n remplit les mêmes fonctions dans ces deux corps.

L'*œnanthite éthérique*, traité par la potasse, donne de l'œnanthite potassique. Ce sel, traité par le sulfate hydrique, donne l'œnanthite hydrique qui vient surnager sur le mélange sous l'apparence d'une huile. On le sépare par décantation, on le lave à l'eau bouillante et on le dessèche par le chlorure calcique. L'œnanthite hydrique sert pour préparer tous les autres œnanthites par les procédés généraux. Il est solide et présente l'apparence d'un corps gras; il n'a ni saveur, ni odeur, et fond à + 12° 5. L'alcool, l'éther et les huiles, le dissolvent. Il rougit le papier de tournesol et donne avec les oxydes métroïdiques des composés ayant l'apparence d'un savon. Soumis à la distillation, la température s'élève jusqu'à + 260 et même 293°, il perd de l'eau et laisse un résidu d'acide œnanthique anhydre, qui finit par brunir. Cet acide est plus solide que l'œnanthite hydrique; il fond à + 31°. Selon M. Mulder, une dissolution alcoolique d'œnanthite hydrique, exposée à l'air, se décompose lentement en acide anhydre qui se dépose en cristaux, et en bihydrate. Les œnanthites sont peu connus. (V. l'*œnanthite éthérique*, t. II, p. 541).

OENANTHAL. — *OEnanthol*, Bussy. (Aldéhyde œnanthylique). $C_{14}H_{14}O_2$. Ce produit est l'espèce d'huile volatile que l'on obtient en distillant l'huile de ricin. C'est un liquide incolore, très fluide, réfractant fortement la lumière, ayant une odeur aromatique forte et pénétrante, une saveur d'abord sucrée, puis âcre et persistante; son poids spécifique = 0,8271 à + 7°. Il bout entre + 155 et + 156°. Le poids spécifique calculé de sa vapeur = 4; l'expérience a donné un poids plus fort. Il est très peu soluble dans l'eau et soluble en toutes proportions dans l'alcool et dans l'éther. L'œnanthal s'unit à 1 équivalent d'eau, et donne un hydrate cristallisé. L'oxygène de l'air et les agens oxydans en général, tels que l'azotate hydrique et la chaux potassée, le transforment en œnanthylate : $C_{14}H_{13}\Delta O_4$. A froid l'azotate hydrique transforme l'œnothal en *métœnanthol*, sans changer sa composition ultime. Ce dernier produit est solide à + 12°, inodore, non acide aux réactifs et cristallisable.

PALMINE ET PALMATE HYDRIQUE. Sous l'influence de l'azotate hémi-mercurique, de l'acide azotosique ou de l'acide sulfureux, l'huile de ricin se concrète. Lavée et traitée par l'alcool bouillant, elle donne un produit en petits cristaux grenus, fusible à + 62 ou 66°. Quand elle a été fondue, elle ressemble à la cire. Cette matière est la *palmine* (de *palma christi*, nom vulgaire du ricin). Soumise à la distillation, elle donne une huile volatile qui est probablement l'œnanthol qui vient d'être décrit, et un résidu blanc, comme l'huile de ricin. Si l'on traite le palmine par

le hydro-potassique, il se forme de la glycérine et du palmate potassique. lmate purifié en le faisant bouillir dans une dissolution de chlorure potassi- séparé de cette dissolution, dissous dans l'eau et décomposé par le tartrate que donne le *palmate hydrique*. La palmine est donc un palmate glycérique. palmate hydrique est solide, cristallise en aiguilles blanches, il est fusible à °. Soumis à la distillation sèche, il répand une odeur forte et donne un pro- olidifiable et d'apparence butyreuse. Sur la fin il se forme une huile empy- atique. Il ne reste dans la cornue qu'un faible résidu de charbon.

formation de la palmine sous l'influence de l'azotate hémi-mercurique, de le azotosique et de l'acide sulfureux, conduit à penser que la palmine est for- par la désoxygénation de l'huile de ricin.

*** *Phytostéarès.*

Cocinates. — Myristates. —Laurostéarates.

COCINATES. — Les cocinates ont leur origine dans le beurre coco. Le beurre de coco est solide jusqu'à + 20 ou 22° où ntre en fusion. Il se solidifie à + 18° (cette température t être son véritable point de fusion). Il cristallise par un roidissement lent en prismes soyeux, ondulés et radiés. Son ur est forte, désagréable, et présente quelque analogie avec le du beurre rance. Il est insoluble dans l'eau et très soluble s l'alcool. C'est sans doute un cocinate glycérique. L'huile coco se prépare principalement aux îles Séchelles, près l'île urice. On l'obtient en soumettant à la presse entre des pla- s chaudes, la partie qui tapisse immédiatement l'intérieur la noix de coco.

Si l'on saponifie le beurre de coco par la potasse ou par la de, on obtient un beau savon blanc, dont l'odeur rappelle le de l'huile de coco. Ce savon décomposé par un sel hydri- , donne le cocinate hydrique que l'on purifie par des lavages eau et la cristallisation dans l'alcool.

COCINATE HYDRIQUE. An $C_{28}H_{28}O_4$?—*Acide cocinique, acide ostéarique.* $C_{27}H_{27}O_4$? Ce produit est solide, d'un beau nc d'émail, translucide sur les bords; il est fusible à + , et peut être distillé sans altération. Il est insoluble dans u et soluble dans l'alcool. Fondu avec l'oxyde plombique il d 0,04 d'eau. Les cocinates métalliques ressemblent aux res sels gras. M. Bromeis a obtenu le cocinate éthérique. st un liquide incolore, très fluide et possédant une odeur logue à celle des pommes de reinette, ayant pour formule $H_{32}O_4$, d'où l'on déduit $C_{28}H_{27}O_3$, pour représenter

l'acide cocinique anhydre. La perte que le cocinate hydrique éprouve en présence de l'oxyde plombique conduit au même résultat.

MYRISTATES. — Ces produits ont leur origine dans la matière butyreuse que l'on extrait des muscades (huile épaisse de muscade). Cette matière, traitée par l'alcool bouillant, donne un produit cristallin que l'on peut appeler *myristine*, et qui est un *myristate glycérique*. Ce produit, saponifié par les oxydes natroïques, donne une espèce de savon et de la glycérine. Le savon dissous dans l'eau et décomposé par un sel hydrique, donne le *myristate hydrique* que l'on purifie par des cristallisations dans l'alcool.

Le *myristate hydrique*, que l'on nomme ordinairement acide myristique est un produit solide, lamellaire, blanc, d'un aspect soyeux. Il est fusible entre + 48 et 49°, par le refroidissement, il se solidifie en une masse cristalline. Il est soluble dans l'alcool et dans le zyméther et beaucoup plus à chaud qu'à froid. Il est détruit par la chaleur et par l'azotate hydrique.

Les *myristates natroïdiques* sont solubles dans l'eau et dans l'alcool. Leur dissolution aqueuse ne devient pas visqueuse quand on la conserve et ne se trouble point par l'addition d'une grande quantité d'eau. L'analyse des myristates conduit aux résultats suivans :

Myristate potassique	0,1739	d'oxyde potassique
— argentique	0,3467	d'oxyde argentique
— barytique	0,2897	d'oxyde barytique

Le *myristate ethérique* est un liquide d'apparence huileuse dont le poids spécifique = 0,864. La composition de cet éther, telle qu'elle est donnée par l'expérience conduit à la formule $C_{31}\ H_{31}\ O_4$; mais elle doit être $C_{32}\ H_{32}\ O_4 = C_{28}\ H_{27}\ O_3\ (C_4\ H_5)\ O$, si l'acide anhydre est bien $C_{28}\ H_{27}\ O_3$.

Le *myristate glycérique* est la *myristine* dont l'extraction a été indiquée précédemment ; elle est en houppes soyeuses fusibles, à + 31°. Elle ne se saponifie qu'en la fondant avec l'oxyde hydro-potassique ; cependant elle donne du myristate plombique en la faisant bouillir avec l'acétate tri-plombique. Sa composition doit être représentée par $C_{34}\ H_{34}\ O_8 = C_{28}\ H_{27}\ (C_6\ H_7\ O_5)\ O_3$.

LAURÓSTÉARATES. $C_{24}\ H_{23}\ \Delta\ O_4$. Les laurostéarates dérivent d'une matière grasse contenue dans les baies du laurier ordinaire (*Laurus nobilis*, L.). Le *laurostéarate hydrique* = $C_{24}\ H_{24}\ O_4$; il est en masse blanche et cristalline, lorsqu'il a été fondu. Il fond vers 42 ou 43°. Il est insoluble dans l'eau ; mais il est soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il a *laurostéarine*, qui donne le laurostéarate

que par la saponification, est cristallisable dans l'alcool et dans l'éther, et fond + 44 ou 45°. On l'extrait des baies de laurier par des traitemens à l'alcool ant dans lequel elle cristallise par refroidissement.

Annexes des Liparés.

CORPS GRAS NATURELS.

s corps gras naturels sont distingués en huiles, en graisses et en suifs. Les s se divisent en huiles grasses et en huiles siccatives.

s connaissances sur ces corps sont fort peu étendues. On sait qu'en général atières grasses sont des mélanges de diverses matières grasses neutres, que eut considérer comme des sels à base de glycérine, telles sont la stéarine, la arine et l'oléine.

s huiles végétales sont généralement renfermées dans le périsperme des grai- cependant l'huile d'olive est renfermée dans le péricarpe du fruit de l'*olea Eu-* L. Les graisses animales sont liquides chez les poissons et les reptiles, et ou moins solides chez les mammifères. Chez les ruminans elles prennent de solidité et forment le suif. Elles sont généralement accompagnées d'une re volatile, odorante, qui varie avec les espèces qui les fournissent. Ces res sont des composés salins volatils, tels que les hircates et les phocénates.

n emploie deux procédés généraux pour extraire les matières grasses : la pres- et la décoction. Quel que soit le procédé suivi, la matière oléagineuse est d'a- broyée. Ensuite elle est soumise à la presse. C'est ainsi que l'on extrait les s d'amandes douces, de lin, de chenevis, d'oliette, de colza, etc. Si l'huile est fluide, on comprime la matière qui la renferme entre des plaques métalliques . on a élevé la température en les chauffant d'avance, ou qui étant creuses ent être parcourues par un courant de vapeur qui les porte à la température ue. Ce procédé est employé pour extraire l'huile de ricin. Dans tous les cas, le peut être extraite par l'eau. La matière graisseuse est pulvérisée ou coupée anches minces et bouillie avec de l'eau ; elle se dégage des cellules qui la ren- ent et elle vient surnager sur la surface du bain. On l'enlève à mesure avec une ère plate; ou bien on laisse refroidir le bain et on la décante par un moyen onque, ou on l'enlève immédiatement si elle s'est solidifiée.

s huiles sont souvent accompagnées de matières végétales qui les rendent im- es à certains usages et notamment à l'éclairage; car ces matières donnent un ou qui se durcit dans les mèches des lampes et les empêche d'exercer l'ac- apillaire qui fait monter l'huile jusqu'à l'endroit où elle brûle. Pour purifier uiles on emploie deux procédés. L'un d'eux consiste à les agiter avec lissolution concentrée de sel marin : l'huile se dégage peu-à-peu et revient à face du bain. On la décante et on la filtre.

eau seule suffirait à cette purification ; l'emploi du sel marin a pour but augmenter la densité et de faire ainsi qu'elle se sépare plus rapidement uile. Par le second procédé, on ajoute à l'huile environ 0,02 de son poids de e hydrique concentré et l'on agite fortement le mélange; la matière végé- est charbonnée, et elle se sépare complétement de l'huile en quelques jours. -ci est filtrée. Ce dernier procédé est presque exclusivement employé pour le de colza. Il ne peut point servir pour l'huile de baleine.

La filtration des huiles se fait dans de la sciure de bois ou dans de la pou
Les meilleurs filtres sont ceux qui agissent *per ascensum;* c'est-à-dire ceux dan
quels l'huile est filtrée en allant de bas en haut. De cette manière, on opè
une pression aussi grande qu'on le désire, et le filtre s'obstrue plus lentement,
parce que les impuretés ne se déposent à sa surface qu'en très petite quantité.

Les diverses matières neutres qui forment les graisses sont simplement mélangé
L'oléine ne dissout que très peu de margarine et de stéarine. Lorsqu'on a fondu un
matière grasse et qu'on la fait refroidir rapidement, le mélange paraît intime, cepe
dant quand on prend une graisse molle, telle que l'axonge du porc, et qu'on la m
en contact du papier buvard, celui-ci sépare l'oléine. En répétant cette opérati
plusieurs fois de suite et par des pressions ménagées, on la sépare presque co
rement des substances solides. Lorsqu'une matière grasse, telle que le b
de coco, l'axonge ou le suif, se trouve en fusion et qu'on la laisse refroidir lé
ment, les matières solides cristallisent dans l'oléine et s'en séparent presque co
plétement. Par une cristallisation lente et bien ménagée, en opérant sur
300 kilogrammes de matière, on obtient des cristaux sphéroïdaux à st
radiée, qui ont jusqu'à 5 millimètres de diamètre.

Examen de quelques corps gras naturels.

SUIF DE BOEUF. Ce suif est connu de tout le monde, il est blanc ou jaunâtre
fond à + 39° et cristallise par un refroidissement lent. On peut alors le
mettre au traitement qui vient d'être indiqué dans le paragraphe précédent. Il
dissout dans l'éther bouillant. La dissolution éthérée donne des cristaux de stéa
par le refroidissement; il faut 40 parties d'alcool à 0,94 bouillant pour le di
soudre. Par le refroidissement, la majeure partie de l'oléine demeure en dissol
tion dans la liqueur. L'oléine de suif de bœuf a un poids spécifique de 0,913 à
se dissout dans 0,813 d'alcool concentré, à + 75°. Saponifiée par les alcalis, el
donne 0,966 de liparates hydriques, presque entièrement formés d'oléate. Si l'o
léine pouvait être obtenue dans un état de pureté parfaite, elle devrait ne don
rien autre chose que des oléates par la saponification.

BEURRE DE LAIT DE VACHE. Le beurre est connu de tout le monde. Il est com
tiellement formé de stéarine fusible à + 57°5, d'oléine, de butyrine et probabl
ment de caprine, de caproïne, de capryline et de *vaccine* (V. p. 577).

Ces principes sont en proportions très variables, et la vaccine ne s'y trouve
dans quelques circonstances rares et qui n'ont point encore été déterminées d'
manière suffisante. Le beurre fondu commence à se figer vers + 26°, mais sa t
pérature remonte à + 32° pendant sa solidification. Il se purifie très facilement
n'exige pour cela qu'environ 0,04 de potasse à la chaux.

On prépare le beurre en agitant la crème du lait à une température de + 1
+ 16° (1). Les globules de graisse qu'elle renferme se réunissent en une
masse et le sérum du lait se sépare avec la matière caséeuse et une petite part
beurre.

Le beurre, obtenu comme il vient d'être dit, ne se conserve point; il rancit

(1) A une température plus basse les globules butyreux du lait sont trop
et ne peuvent s'agglomérer. A une température trop élevée, ils sont trop mo
présentent le même inconvénient par une cause tout opposée.

et répand une forte odeur de butyrate hydrique. Pour le conserver, on
on le fond. Cette dernière opération a pour but de le séparer de l'humi-
s dernières portions de matière caséeuse qu'il retient. Le beurre fondu n'a
ne saveur que le beurre ordinaire. M. Chevreul pense que cela tient à une
mécanique, si l'on peut s'exprimer ainsi : le beurre frais étant formé
particules réunies, et le beurre fondu ayant éprouvé un commencement
lisation.

oumet du beurre fondu à un refroidissement très lent, la stéarine se sépare
e solide ; l'oléine et la butyrine demeurent liquides. Par l'alcool froid, on
er à-peu-près la butyrine de l'oléine. Les autres principes du beurre ne peu-
isolés; ils ne sont convenablement distingués que par la saponification.

E MOUTON. Le suif du mouton ressemble beaucoup à celui du bœuf, mais
une odeur particulière et est plus ferme et plus blanc ; il est fusible de
0°, et solidifiable à + 40 et 41°. Il se dissout dans 44 parties d'alcool à
ffiant.

rine de suif de mouton est plus belle et plus blanche que celle du bœuf ;
a été fondue elle se solidifie à + 44°. L'alcool bouillant en dissout
Par la saponification elle donne 0,946 de liparates hydriques ; le stéarate
qui en fait partie est solidifiable vers + 53 à 54°.

rine pure, telle qu'elle peut être obtenue par le zyméther, est beaucoup
ible que les précédentes : elle ne fond qu'à + 62°. Elle est insoluble
ool ordinaire ; mais un peu soluble dans l'alcool pur et bouillant. Elle se
lans le zyméther bouillant, et s'en sépare par le refroidissement.

e de suif du mouton a un poids spécifique de 0,913 ; à + 75°, l'alcool
n dissout 0,4. Par la saponification elle donne 0,89 de liparates hydri-
esque entièrement formés d'oléate.

ndamment de la *stéarine* et de l'*oléine*, le suif de mouton contient un
vine.

du mouton, son oléine et sa stéarine, soumis à l'analyse par M. Chevreul
é les résultats suivans :

	Suif.	Stéarine.	Oléine.
Carbone.	0,78996	0,78776	0,79354
Hydrogène.	0,11700	0,11770	0,11090
Oxygène.	0,09304	0,09454	0,09556

arine extraite par l'éther a donné à M. Lecanu :

Carbone.	0,78029
Hydrogène.	0,12387
Oxygène.	0,09584

Liebig et Pelouze ont obtenu les résultats suivans :

Carbone.	0,7623
Hydrogène.	0,1230
Oxygène.	0,1147

nalyses ne peuvent servir pour établir la formule rationnelle de la sté-
ain il probable qu'elle est un stéarate hydroglycérique ; cette opinion

se trouve justifiée par des expériences qui ont permis de faire avec la s un stéarate potassico-glycérique, qui pouvait régénérer la stéarine sous l'in des sels hydriques.

Les analyses les plus soignées sont insuffisantes pour permettre d'établir position de corps dans lesquels les élémens sont si fortement condensés, et un équivalent aussi élevé. Il faut y joindre au moins la détermination pr cet équivalent. Mais la plus grande difficulté naît de celle que l'on éprou obtenir des produits dont la pureté ne laisse rien à désirer. Toutes ces di réunies ne permettent pas de fixer nettement la composition de la stéarine.

SUIF DE BOUC.—Ce suif ressemble à celui du mouton, mais il contient u grande quantité d'*hircine*, qui lui donne une odeur très forte, rappela du bouc.

GRAISSE HUMAINE. — La graisse humaine est généralement molle et ja cependant, comme celle des autres animaux, elle varie selon les régions d où elle existe. Celle des reins commence à se figer à + 25° lorsqu'el fondue; celle des mollets est encore fluide à + 15°, et dépose de la marg se refroidissant davantage. L'alcool à 0,95 n'en dissout que le quarantièm poids. La graisse humaine est formée de *margarine* et d'*oléine*. La ma *humaine* est fusible à + 50°. L'alcool pur bouillant en dissout 0,215, et l déposer en petits cristaux aiguillés par le refroidissement. L'*oléine* l demeure liquide jusqu'à — 4°; son poids spécifique = 0,913 à + 15°; bouillant en dissout 0,23.

Selon M. Chevreul la graisse humaine et son oléine ont la composition suivante :

	Graisse.	Oléine.
Carbone.	0,79000	0,78566
Hydrogène.	0,11416	0,11447
Oxygène.	0,09584	0,09987

La graisse humaine donne 0,952 d'oléate et de margarate hydriques, mélange est fusible de + 31 à 35°, et 0,098 de glycérine. La margarine l donne 0,949 de margarate hydrique contenant un peu d'oléate, fusible à + 0,086 de glycérine; l'oléine donne 0,950 d'oléate et de margarate hydriq 0,098 de glycérine.

GRAISSE DE PORC. — *Axonge*. Graisse blanche, possédant une odeur fort ticulière, ayant presque toujours une apparence cristalline due à une f petits cristaux sphéroïdaux, agglomérés par de l'oléine chargée de margari poids spécifique = 0,938 à + 15°. Son point de fusion varie de + 26 à selon les individus, leur nourriture, l'époque de l'année et peut-être le M. Braconnot en a extrait jusqu'à 0,62 d'oléine, en la soumettant à la pr couches minces dans du papier buvard.

La graisse de porc donne 0,9465 de sels hydriques solidifiables à + 54° saponification et 0,090 de glycérine.

La stéarine de porc est blanche et grenue; elle se fige à + 43°. L'ol incolore, elle a un poids spécifique de 0,915. Sa solubilité dans l'alcool même que celle de l'homme. Elle donne 0,94 de sels hydriques par la sap tion, et 0,09 de glycérine.

La graisse et l'oléine du porc ont la composition suivante, selon M. Ch

	Graisse.	Oléine.
Carbone.	0,79098	0,79030
Hydrogène.	0,11146	0,11422
Oxygène.	0,09756	0,09548

JAGUAR. — La graisse de jaguar se fige à + 29° 5; elle a une odeur
t donne par la saponification de la glycérine qui sent encore plus
: graisse est absolument inusitée, mais elle offre quelque intérêt scien-
que c'est celle d'un animal purement carnivore.

IEDS DE BOEUF. — On extrait des pieds du bœuf une huile très fluide,
gèle que par un grand froid et qui est employée pour faciliter le frot-
es machines de métal. Pour extraire cette huile on dépouille les pieds
en arrache les sabots, on les coupe à la hache ou on les écrase et on
ir dans l'eau : l'huile vient nager à la surface et on l'enlève. On la
repos, un abaissement de température et la décantation.

ALEINE. — Matière cristallisée en feuillets conchoïdes, d'un blanc
icide; son poids spécifique = 0,943; il fond à + 44° 68; il est extrê-
le dans le zyméther, il se dissout aussi dans les huiles fixes et volatiles;
5 bouillant n'en dissout que 0,035, dont il abandonne la majeure
: refroidissement. Purifié par des cristallisations successives dans
anc de baleine donne la *cétine* qui est un *cétate céthérique* (v. p. 598).
int la baleine mais le cachalot (*physeter macrocephalus*, L.) qui four-
tance. Elle se trouve en abondance dans le tissu cellulaire qui recouvre
rme une masse considérable qui est traversée par l'évent de l'animal.
asse est extraite par l'ébullition et la décantation. L'huile ainsi obtenue
e à elle-même, laisse déposer la cétine sous forme de lames cristallines;
éparée par la filtration et la pression. On achève de la purifier pour
: commerce en la traitant par une lessive alcaline faible, qui enlève
imprègne en la saponifiant. Lorsque l'on saponifie le blanc de baleine,
ne cétate, et du cétol est mis en liberté.

ACHALOT. En France cette huile est confondue avec celle de la baleine;
'est point en Angleterre. Elle possède des qualités qui la font recher-
lui donnent une plus grande valeur. Elle est presque incolore, son
aucoup plus faible que celle de l'huile de baleine, son poids spécifique
rt, elle ne se fige point aussi facilement et peut être employée pour
rottement des machines métalliques, parce qu'elle ne s'épaissit point
dernière.

BALEINE. Cette huile est rouge brun plus ou moins foncé; elle pos-
eur forte et désagréable due à la *phocénine*; son poids spécifique
+ 20°. Lorsqu'on la chauffe elle prend une teinte plus foncée, ce qui
ile qu'on l'obtiendrait à peine colorée si on l'extrayait avec plus de
La matière colorante de cette huile résiste au charbon animal et à la
agens chimiques. L'huile de baleine se fige à une température assez
ndonne des cristaux d'une matière grasse, solide et facilement fusible
encore été examinée.

t l'huile de baleine en traitant le tissu adipeux de cet animal par l'eau
: la décantation.

'OIE. — La graisse d'oie est peu colorée, elle possède une odeur parti-
: se fige à + 27° et se prend en masse grenue. Traitée par la pression
ier buvard, elle donne 0,32 d'oléine fusible à + 44° et 0,68 d'oléine ;

par la saponification elle donne 0,944 de sels hydriques et 0,08 de g
L'oléine ressemble à celles de l'hommes du porc, à cela près du princip
qu'elle renferme.

HUILE D'OLIVE. — Cette huile existe dans le péricarpe des fruits
europœa de Linné. On l'en extrait d'abord par la pression, qui donne
duit très pur et fortement parfumé, que l'on nomme *huile vierge*. Le tour
tant de la presse est soumis à l'ébullition avec de l'eau qui en sépare de
huile, moins pure et moins estimée que la précédente. Enfin, le résidu
dernière opération est abandonné à la fermentation, et l'on en extrait e
l'huile par l'ébullition. Cette dernière huile est exclusivement employée
fabrication du savon.

Soumise à une température de — 6°, l'huile d'olive se prend en une ma
solide, comme du beurre, dont on peut extraire l'oléine par la pression. Cet
résiste à un très grand froid sans se congeler; la margarine, ou la matièr
lorsqu'elle a été soumise à une pression suffisante, n'est fusible qu'à + 28°
d'olive peut donner ainsi 0,72 d'oléine et 0,28 de stéarine.

L'huile d'olive rancit difficilement. Cette qualité fait qu'on l'emploie p
parer une foule d'alimens. Dans le midi de la France, elle remplace le bet
la plupart de ses usages. Son oléine sert dans l'horlogerie, pour adoucir l
ment des rouages.

L'huile d'olive est sujette à être falsifiée par l'huile d'oliette qui a u
beaucoup moins grande; aussi a-t-on cherché plusieurs moyens pour re
cette fraude. Les principaux sont ceux qui ont été imaginés par M. Rou
par M. Poutet. Le procédé de M. Rousseau est fondé sur l'appréciati
conductibilité de l'huile pour l'électricité; l'huile d'olive la transmettant
cilement, et l'huile d'oliette, et la plupart des autres huiles végétales, aus
la conduisant assez bien. Pour obtenir ce résultat, M. Rousseau em
instrument particulier qu'il nomme *diagomètre*. Cet instrument est un
d'électromètre à aiguille magnétique. Il est essentiellement formé d'
sèche communiquant avec le sol par une extrémité, et pouvant par sa
extrémité être mise en communication avec un support isolé port
aiguille aimantée très légère et ayant un bras latéral terminé par une peti
qui va rejoindre l'extrémité australe de l'aiguille aimantée. Si l'on oriente
l'aiguille de manière qu'elle touche légèrement la petite boule par la s
fluence de la terre, et si l'on met le pivot qui la porte en communication
partie libre de la pile, le système est électrisé et l'aiguille est repoussée. P
sayer une huile, on l'interpose dans la continuité du fil qui communiqu
tricité de la pile à l'appareil. Pour cela, on la met dans un petit vase de m
communique avec le pivot de l'aiguille aimantée, et l'on y plonge le fil co
de la pile. Pour que l'expérience soit comparable avec elle-même, le fil es
de vernis de manière à ne laisser en contact avec l'huile qu'une partie to
la même étendue, et il faut en outre qu'il plonge toujours à la même pr
dans le vase, enfin que l'électricité ait toujours la même épaisseur d'hui
verser.

Les diverses espèces d'huile peuvent déterminer la même déviation de l
mais elles y parviennent dans des temps très variables; l'huile d'olive, par
met 675 fois plus de temps que les autres huiles végétales pour donner
résultat. 2 gouttes d'huile d'oliette, ajoutées à 3 gros d'huile d'olive, réd
que t le temps qu'elle emploie pour arriver au maximum de déviation.

ıe conduit beaucoup moins l'électricité que l'oléine; aussi M. Rousseau pendant quelque temps que la moindre conductibilité de l'huile d'olive la grande quantité de matière solide qu'elle contient; mais non, cela est opriété spécifique, car l'huile d'oliette, chargée de stéarine animale, con- beaucoup mieux l'électricité que l'huile d'olive.

lre quantité d'eau contenue dans l'huile d'olive augmente considérable- nductibilité, *aussi ne doit-elle être éprouvée au diagomètre qu'après avoir : pour chasser l'humidité qu'elle peut contenir.*

e généralement que le diagomètre donne la mesure de la conductibilité mais il doit agir aussi sous l'influence d'une autre cause; car il est ıe les huiles exigent des quantités différentes d'électricité pour se satu- : les différens corps exigent des quantités de chaleur différentes pour température d'un même nombre de degrés thermométriques, en partant oint. *Il est probable qu'il y a pour les corps une capacité électrique, a une capacité calorifique* (1).

:t a proposé d'employer une dissolution mercurielle préparée à froid es et demie d'azotate hydrique à 38° Bé, et 6 parties de mercure. Ce outé à l'huile d'olive, la solidifie en un temps déterminé, et ne solidifie iles que l'on est dans l'habitude d'y ajouter pour la falsifier. Ces der- :s peuvent donc retarder la solidification de l'huile d'olive, et permettre ainsi à-peu-près les proportions du mélange par le temps de la solidifi-

ıudet ayant reconnu que l'acide azotosique jouissait de la même pro- le mélange de M. Poutet, et était en même temps 16 fois plus efficace, le remplacer ce mélange par un autre mélange formé de 1 partie d'acide et 3 parties d'azotate hydrique à 38° Bé.

ıu suivant indique les résultats obtenus avec différentes proportions de huile d'olive étant l'unité.

Acide azotosique (2)	Temps nécessaire à la solidification.
$\frac{1}{33}$	70 minutes
$\frac{1}{50}$	78 *id.*
$\frac{1}{75}$	84 *id.*
$\frac{1}{100}$	130 *id.*
$\frac{1}{200}$	435 ou 7 h. 3/4
$\frac{1}{400}$	action nulle

. *de pharmacie*, t. IX, p. 587; *Ann. de ch. et de phys.*, t. XXV, p. 373, *de la Société d'encouragement*, t. XXIII, p. 52. — *Dict. de l'industrie ière*, t. II, p. 306, t. VI, p. 386.

quantités indiquées dans cette colonne correspondent à 4 fois plus de ngé.

par la saponification elle donne 0,944 de sels hydriques
L'oléine ressemble à celles de l'homme et du porc, à cela
qu'elle renferme.

HUILE D'OLIVE. — Cette huile existe dans le p
europæa de Linné. On l'en extrait d'abord par la
duit très pur et fortement parfumé, que l'on nomm
tant de la presse est soumis à l'ébullition avec
huile, moins pure et moins estimée que la pr
dernière opération est abandonné à la ferm
l'huile par l'ébullition. Cette dernière hui
fabrication du savon.

Soumise à une température de — 6°. , qu'elle soit extraite des amandes
solide, comme du beurre, dont on peu .e qui communique des propriétés
résiste à un très grand froid sans se . le tourteau. Cette huile est presque
lorsqu'elle a été soumise à une pre uand elle est préparée avec des amandes
d'olive peut donner ainsi 0,72 d'o presque inodore. Selon M. Braconnot,
L'huile d'olive rancit difficile argarine fusible à + 6° ; selon M. Schüblet
parer une foule d'alimens. Dar mbler qu'à — 20° et se solidifie entièrement
la plupart de ses usages. Son employée principalement dans la préparation
ment des rouages.

L'huile d'olive est sujet substitue à l'huile d'olive dans le cérat de Galien
beaucoup moins grande plus blanc. On la fait entrer dans les émulsions
cette fraude. Les princ partie essentielle ; quelquefois on la mélange avec
par M. Poutet. Le pr béchiques. On en prépare le savon amygdalin
conductibilité de l'h médecine, comme *médicament interne*.
cilement, et l'huile Cette huile que l'on extrait de la semence du *fagus*
la conduisant as et limpide. Elle est saponifiable et m'a paru donner plus de
instrument par Le produit de la faine est de 0,12 d'une huile lim
d'électromètre bien trouble.
sèche comm — Cette huile possède une saveur fort agréable. Le
extrémité environ 0,60. Pour l'obtenir aussi bonne que possible,
aiguille ai de couper les noisettes et d'en rejeter les enveloppes.
qui va re — Cette huile est extraite des graines du *brassica camp*
l'aiguill Elles en donnent environ 0,40. On en fait un usage con
fluenc l'éclairage et la fabrication du savon mou à base de potasse. Elle
partie pour adoucir le frottement des fortes machines de métal. Elle
saye acre et une odeur de raifort qui empêchent qu'on l'emploie comm
tric

HUILE DE NAVETTE. — On confond sous ce nom les huiles extraites des
co navette ordinaire et du *brassica rapa*. L. Les premières en donnent 0,33, l
d moins en donnent moins. Celle-là contient 0,46 de margarine fusible à +
Ces deux huiles sont employées pour l'éclairage, la première est employée d
abondamment dans quelques départemens de l'est de la France.

HUILE DE MOUTARDE BLANCHE. — Cette huile est extraite de la graine du
alba. L. en fournit 0,36. Elle est jaune et possède une odeur et une
particulière. Sa consistance est plus grande que celle de l'huile d'olive. Elle
soluble dans parties de zyméther et dans 1000 parties d'alcool à 0,90.

HUILE DE MOUTARDE NOIRE. — La graine de *sinapis nigra*, L. ne donne que
une huile semblable à la précédente, mais qui possède une odeur qui
rappelle celle du raifort.

-tives.

papaver somniferum, L.
ur. Elle ne se saponi-
er maintenant dans le sa-
à l'état particulaire et non
vision qui l'empêcherait de
froid en dissout 0,04; l'alcool
oluble en toutes proportions dans

nt, On la mêle à l'huile d'olive pour la
, et l'on s'en sert aussi dans la peinture.
a graine du *linum usitatissimum*, L., qui en
couleur jaune et possède une odeur forte et
ile se dilate considérablement par la chaleur; car
poids spécifique variait de 0,9395 à 0,8815 de +
t que le volume de cette huile augmente de 0,06579
rature de + 82°. L'alcool froid en dissout 0,025; l'al-
20, et l'éther, 0,625.
huile de lin contient 0,7601 de carbone, 0,1135 d'hy-
ne.
lentement l'oxygène de l'air et se transforme ainsi en
difficile à saponifier; cependant on la fait entrer ac-
Marseille après l'avoir décolorée. En la chauffant avec
e ou massicot, elle s'y unit en petite quantité tandis
ant l'oxyde, et donne ainsi une matière visqueuse, que
t qui est employée en peinture. Cette matière est très
en quantité suffisante elle prend l'apparence du caout-
réparer les instrumens de chirurgie dits en gomme élas-
es canules, les pessaires, etc.
yée en peinture, pour faire les encres des imprimeurs
douce, et pour préparer des *vernis gras*. On en con-
onsidérables.
e huile vient de la graine de chanvre (*cannabis sativa*,
0,25. Elle est jaune-verdâtre et possède une saveur et
lcool froid en dissout le trentième de son poids; l'al-
toutes proportions. Elle est employée en peinture,
s et pour l'éclairage dans les campagnes. Sa propriété
t pas être employée dans les lampes à double courant.
minue sa propriété siccative en y faisant fondre 1 hui-
rre.
des noix ordinaires qui sont les graines du *juglans*
issent environ 0,50. La saveur de cette huile est
mployer comme aliment. Selon M. de Saussure elle
e, 0,1057 d'hydrogène, 0,0912 d'hydrogène et 0,0054
dernier corps dans l'huile de noix est plus que dou-
).
huile qui vient des semences du *ricinus communis*, L.,

Le mélange doit être agité de temps en temps. On considère l'opération comme étant terminée, lorsque l'huile ne coule plus en la renversant.

La solidification de l'huile d'olive pure a toujours lieu dans le même temps, l'addition d'une huile siccative étrangère, la retarde d'une manière appréciable.

Voir Les généralités sur les corps gras naturels.

MM. Gay-Lussac et Thenard, ont trouvé dans l'huile d'olive,

Carbone.	0,7721
Hydrogène.	0,1336
Oxygène.	0,0943

HUILE D'AMANDES. — Cette huile est la même, qu'elle soit extraite des amandes douces ou des amandes amères; l'amygdaline qui communique des propriétés particulières à ces dernières, demeure dans le tourteau. Cette huile est presque incolore; elle l'est même entièrement, quand elle est préparée avec des amandes mondées de leur enveloppe; elle est presque inodore. Selon M. Braconnot, à — 10°, elle abandonne 0,24 de margarine fusible à + 6°; selon M. Schübler, cette huile ne commence à se troubler qu'à — 20° et se solidifie entièrement à — 25°. L'huile d'amandes est employée principalement dans la préparation de plusieurs médicamens. On la substitue à l'huile d'olive dans le cérat de Galien, parce qu'elle le donne beaucoup plus blanc. On la fait entrer dans les émulsions artificielles dont elle est une partie essentielle; quelquefois on la mélange avec des sirops pour faire des mixtures béchiques. On en prépare le savon amygdalin qui est souvent employé en médecine, comme *médicament interne*.

HUILE DE FAINE. — Cette huile que l'on extrait de la semence du *fagus sylvatica*. L., est jaune et limpide. Elle est saponifiable et m'a paru donner plus de glycérine que d'autres huiles. Le produit de la faine est de 0,12 d'une huile limpide, et 0,05 d'une huile trouble.

HUILE DE NOISETTES. — Cette huile possède une saveur fort agréable. Les noisettes en fournissent environ 0,60. Pour l'obtenir aussi bonne que possible, il est convenable de casser les noisettes et d'en rejeter les enveloppes.

HUILE DE COLZA. — Cette huile est extraite des graines du *brassica campestris*. Var. *oleifera*. Dec. Elles en donnent environ 0,40. On en fait un usage considérable pour l'éclairage et la fabrication du savon mou à base de potasse. Elle convient aussi pour adoucir le frottement des fortes machines de métal. Elle a une saveur âcre et une odeur de raifort qui empêchent qu'on l'emploie comme aliment.

HUILE DE NAVETTE. — On confond sous ce nom les huiles extraites des graines du *brassica napus* et du *brassica rapa*. L. Les premières en donnent 0,33, les secondes en donnent moins. Celle-là contient 0,46 de margarine fusible à + 7°. Ces deux huiles sont employées pour l'éclairage, la première est employée comme alimentaire dans quelques départemens de l'est de la France.

HUILE DE MOUTARDE BLANCHE. — Cette huile est extraite de la graine du *sinapis alba*. L., qui en fournit 0,36. Elle est jaune et possède une odeur et une saveur particulières. Sa consistance est plus grande que celle de l'huile d'olive. Elle est soluble dans 4 parties de zyméther et dans 1000 parties d'alcool à 0,90.

HUILE DE MOUTARDE NOIRE. — La graine de *sinapis nigra*, L. ne donne que 0,18 d'une huile qui ressemble à la précédente, mais qui possède une odeur qui rappelle un peu celle du raifort.

Huiles siccatives.

UILE D'OLIETTE. — Cette huile vient de la graine du *papaver somniferum*, L. qu'elle est récente elle n'a aucune saveur ni aucune odeur. Elle ne se saponi- n'avec la plus grande difficulté; cependant on la fait entrer maintenant dans le sa- leMarseille. Il est probable qu'elle ne s'y trouve qu'à l'état particulaire et non binée avec les alcalis : ce serait son extrême division qui l'empêcherait de éunir. Elle rancit assez facilement. L'alcool froid en dissout 0,04; l'alcool llant en dissout environ 0,16. El'e est soluble en toutes proportions dans er ordinaire.

'huile d'oliette est usitée comme aliment, On la mêle à l'huile d'olive pour la ler, on l'emploie dans la savonnerie, et l'on s'en sert aussi dans la peinture.

UILE DE LIN. Cette huile vient de la graine du *linum usitatissimum*, L., qui en ne environ 0,22. Elle est d'une couleur jaune et possède une odeur forte et saveur désagréable. Cette huile se dilate considérablement par la chaleur; car aussure a trouvé que son poids spécifique variait de 0,9395 à 0,8815 de + + 94°. D'où l'on déduit que le volume de cette huile augmente de 0,06579 un intervalle de température de + 82°. L'alcool froid en dissout 0,025; l'al- bouillant en dissout 0,20, et l'éther, 0,625.

elon M. de Saussure, l'huile de lin contient 0,7601 de carbone, 0,1135 d'hy- ène et 0,1264 d'oxygène.

'huile de lin absorbe lentement l'oxygène de l'air et se transforme ainsi en le oléique; elle est très difficile à saponifier; cependant on la fait entrer ac- lement dans le savon de Marseille après l'avoir décolorée. En la chauffant avec yde plombique, litharge ou massicot, elle s'y unit en petite quantité tandis lle s'oxygène en réduisant l'oxyde, et donne ainsi une matière visqueuse, que nomme *huile grasse* et qui est employée en peinture. Cette matière est très tive, et lorsqu'elle est en quantité suffisante elle prend l'apparence du caout- c. On s'en sert pour préparer les instrumens de chirurgie dits en gomme élas- e, tels que les sondes, les canules, les pessaires, etc.

'huile de lin est employée en peinture, pour faire les encres des imprimeurs graphiques et en taille douce, et pour préparer des *vernis gras*. On en con- me des quantités très considérables.

UILE DE CHENEVIS. Cette huile vient de la graine de chanvre (*cannabis sativa*, qui en donne environ 0,25. Elle est jaune-verdâtre et possède une saveur et odeur désagréables. L'alcool froid en dissout le trentième de son poids; l'al- bouillant la dissout en toutes proportions. Elle est employée en peinture, r faire les savons mous et pour l'éclairage dans les campagnes. Sa propriété tive fait qu'elle ne peut pas être employée dans les lampes à double courant. erzélius dit que l'on diminue sa propriété siccative en y faisant fondre 1 hui- e de son poids de beurre.

UILE DE NOIX. Extraite des noix ordinaires qui sont les graines du *juglans s*, L.; elles en fournissent environ 0,50. La saveur de cette huile est able et permet de l'employer comme aliment. Selon M. de Saussure el'e ient : 0,7977 de carbone, 0,1057 d'hydrogène, 0,0912 d'hydrogène et 0,0054 ote. L'existence de ce dernier corps dans l'huile de noix est plus que dou- e (V. le tableau général).

UILE DE RICIN, Cette huile qui vient des semences du *ricinus communis*, L.,

est très visqueuse, sans couleur, ni saveur, ni odeur. Elle est remarquable par sa solubilité dans l'alcool froid. Elle a été l'objet de travaux chimiques très intéressans de la part de MM. Bussy et Lecanu (V. *Ricinates*, *élaïdate*, *palmate hydriques* et le tableau général des huiles végétales).

Selon M. de Saussure, l'huile de ricin contient 0,7418 de carbone, 0,1103 d'hydrogène et 0,1479 d'oxygène.

L'huile de ricin est purgative à la dose de 30 à 60 grammes. Sa grande viscosité la rend difficile à prendre par les malades; mais on obvie facilement à cet inconvénient en l'administrant dans une tasse de bouillon très chaud. On la donne quelquefois à l'état d'émulsion, ou bien on l'administre en lavemens.

On a cherché à quel principe particulier l'huile de ricin devait sa propriété purgative. Elle renferme quelquefois un principe très âcre; mais M. Guibourt a fait voir que ce principe était si volatil qu'il ne demeurait point dans l'huile; M. Soubeiran a trouvé dans cette même huile une résine âcre à laquelle il attribue ses propriétés purgatives; mais les propriétés purgatives de cette même résine n'ont point été essayées. Pourquoi l'huile de ricin ne serait-elle pas purgative par elle-même? Quand cette huile est bien préparée et bien pure, elle paraît ne devoir ses propriétés à aucun corps étranger.

Pour les huiles, moins usitées en France que les précédentes, on consultera le tableau des pages 636 et 637; il indique leurs principales propriétés. Il est moins indispensable d'y recourir pour les autres huiles, parce qu'il renferme des documens nécessaires à leur histoire, et que l'on y a omis à dessein pour éviter un double emploi.

Le groupe des Liparés ne forme pas une série très régulière. Plusieurs des ps qui s'y trouvent se rattachent aux séries précédentes; ainsi : les *œnanthates* raient pu être classés avantageusement parmi les produits *butyrés*. Les *azoléates* les *œnanthates* sont décrits séparément; cependant, il est probable qu'ils sont matiques; on peut faire la même observation relativement aux *sébates* et aux *élates*, qui sont représentés par une même formule et qui parraissent ne différer rien.

* *Adipés.*

Oléates	$C_{36}H_{33}\left\{\begin{matrix}\Delta\\R\end{matrix}\right.O_4$
Oléine	$C_{36}H_{33}(C_6H_7O_4)O_4$?
Élaïdates (comme les oléates)	$C_{36}H_{33}\Delta O_4$
Margarates	$C_{34}H_{33}\Delta O_4$
Margarone	$C_{66}H_{66}O_2$
Pyromargarol (acide margarique anhydre)	$C_{34}H_{33}O_3$
Margaramide	$C_{34}H_{33}O_2$ Ad
Stéarates	$C_{38}H_{37}\Delta O_4$
Azoléate et œnanthate (1) hydriques	$C_{14}H_{14}O_4$
OEnanthites (1)	$C_{14}H_{13}\Delta O_3$
OEnanthol	$C_{14}H_{14}O_2$
Sébate et azélate hydriques	$C_{10}H_9O_4$
Subérate hydrique	$C_8H_7O_4$
Pimélate *id.*	$C_7H_6O_2$
Adipate *id.*	$C_6H_5O_4$
Lipate *id.*	$C_5H_4O_5$
— sublimé	$C_5H_3O_5$
Succinate hydrique	$C_4H_3O_4$
Succinamide	$C_4H_2O_2$ Ad?
Bi-succinamide	$C_8H_3O_4$ Ad?
Élaène	$C_{18}H_{18}$
Oléène	$C_{12}H_{12}$

** *Ricinés.*

Élaïodates et palmine	x
Ricinate hydrique	$C_{24}H_{20}O_4$?
Margaritate hydrique	$C_{36}H_{30}O_7$?

*** *Phytostéarés.*

Cocinate hydrique	$C_{28}H_{28}O_4$?
Myristate hydrique	$C_{28}H_{28}O_4$
Laurostéarates	$C_{24}H_{23}\Delta O_4$

(1) Les composés auxquels je donne ce nom sont les *œnanthylates*. Je nomme *œnanthites* ceux que l'on nomme généralement des œnanthates.

TABLEAU INDIQUANT LES PRINCIPALES PROPRIÉTÉS DES HUILES VÉGÉTALES.

Noms des végétaux dont les huiles proviennent.	Couleur.	Qualité siccative.	Poids spécifiques. A + 15°	Point de congélation.	Temps de l'écoulement. L'eau étant 1. A + 11°	A + 7°5	Quantités en 1 heure. Dans des lampes sans mèches. Huile brûlée.	Eau vaporisée.	Dans des lampes à mèches. Huile brûlée.	Eau vaporisée.
							g.	g.	g.	g.
Amygdalus communis. L.	incolore	grasse	0,9180	— 21°,25	16,66	23,22	33,5	99	52,8	183
Atropa belladona. L.	jaune-clair	lentement siccative	0,9250	— 27 ,50	13,11	17,44	29,0	82	38,2	110
Brassica campestris oleifera. Dec.	jaune-brunâtre	grasse	0,9136	— 6 ,25	18,00	24,66	26,9	68	42,7	140
B. napobrassica. Mill.	*id.* *id.*	*id.*	0,9141	— 3 ,75	15,77	22,22	18,7	39	29,4	70
B. napus oleifera. Dec.	*id.* *id.*	*id.*	0,9128	— 3 ,75	17,66	22,66	23,1	54	43,8	144
B. præcox. Dec.	*id.* *id.*	*id.*	0,9139	— 10 ,00	16,44	22,77	16,7	35	48,5	169
B. rapa. L.	*id.* *id.*	*id.*	0,9167	— 7 ,50	15,11	22,00	27,5	70	33,0	94
Cannabis sativa. L.	jaune-verdâtre	siccative	0,9276	— 27 ,50	9,66	11,88	31,4	94	46,0	155
Corylus avellana. L.	jaune-clair	grasse	0,9242	— 18 ,75	18,44	24,22	32,5	97	53,4	190
Cucurbita pepo. L.	brun-jaunâtre-clair	lentement siccative	0,9231	— 15 ,00	20,55	26,66	34,2	101	43,7	135
Evonymus europæus. L.	rouge-brun	grasse	0,9360	— 20 ,00	15,88	23,33	32,1	95	61,0	225
Fagus sylvatica. L.	jaunâtre	grasse	0,9225	— 17 ,50	17,55	26,33	30,5	87	50,0	170
Helianthus annuus. L.	jaune-clair	lent. siccative	0,9262	— 18 ,75	12,66	16,44	41,0	133	61,8	185
			0,9282	(1)	9,88					

Olea europæa. L.	jaune	grasse	0,9176	+ 2 ,50	21,66	31,55	53,1	150	62,	230
Papaver somniferum. L.	jaune-clair	siccative	0,9243	— 18 ,75	13,66	18,33	19,8	41	31,0	80
Pinus picea. Duroi.	*id.* *id.*	*id.*	0,9258	— 27 ,50	9,44	11,44	30,0	84	49,8	164
— sylvestris. L.	gris-jaunâtre	*id.*	0,9312	— 30 ,00	11,88	16,77	26,5	65	47,3	160
Prunus domestica. L.	jaune-brunâtre	grasse	0,9127	— 8 ,75	10,33	14,66	30,8	90	68,0	260
Raphanus sativus. L.	*id.* *id.*	*id.*	0,9187	— 16 ,25	15,88	21,88	20,0	42	43,0	138
Reseda luteola. L.	verte	siccative	0,9358	(1)	8,11	10,66	34,1	100	44,0	148
Ricinus communis. L.	jaune-clair	lent. siccative	0,9611	— 17 ,50	203,33	376,66	23,3	46	47,0	168
Sinapis alba. L.	*id.* *id.*	grasse	0,9142	— 16 ,25	17,44	24,00	29,3	82	29,8	78
— nigra. L.	jaune-brunâtre	*id.*	0,9170	— 17 ,50	15,66	19,44	(2)	»	25,0	68
Vitis vinifera. L.	jaune-verdâtre	lent. siccative	0,9202	— 16 ,25	11,00	14,22	18,4	33	37,0	120

(1) Ces huiles étaient encore fluides à — 12°.

(2) Ces huiles s'éteignent en quelques minutes.

Le tableau précédent a été construit à l'aide de trois tableaux publiés par M. Schübler et qui se trouvent dans le *Traité de chimie* de M. Berzélius, édit. de Bruxelles, 1839, t. II, p. 480-482.

La couleur des huiles n'est pas toujours telle qu'elle est indiquée dans ce tableau : celle de l'*amygdalus communis*, L., est souvent un peu ambrée ; l'huile de cucurbita pepo peut être incolore, etc.

Le temps des huiles a été ramené à l'eau, prise comme unité. Dans le tableau de M. Schübler, l'eau est représentée par 9 secondes. En multipliant les nombres de cette colonne par 9, on aurait généralement des nombres entiers. La fluidité des huiles est considérée comme étant en raison inverse du temps qu'elles mettent à s'écouler. Par exemple, le temps de l'écoulement de l'huile d'amandes étant à celui de l'huile d'olives : : 16,66 : 21,66, les fluidités de ces huiles sont entre elles : : 21,66 : 16,66.

VIII^e GROUPE.

CÉRÉS.

Cires. — Cérine. — Myricine. — Céroléine. — Cérosie. — Cérosie. Paraffine.

Ce groupe comprend les matières que l'on réunit sous le nom de *cire*. Ces matières présentent non-seulement de grandes analogies physiques avec celles des groupes précédens; mais elles s'y rattachent encore par plusieurs réactions chimiques : la *cire d'abeilles* donne, entre autres produits, du margarate hydrique par la distillation; la *cérine*, que l'on peut extraire de cette cire, donne naissance à du stéarate potassique sous l'influence de la *chaux potassée*.

CIRE D'ABEILLES.

La cire des abeilles forme les cloisons des alvéoles hexagonales dans lesquelles elles déposent leur miel. Lorsqu'elle a été fondue elle est plus ou moins jaune; l'intensité de sa couleur est généralement en rapport avec celle du miel qui était en contact avec elle. Elle possède une odeur particulière, agréable, qui peut varier selon les plantes sur lesquelles les abeilles ont butiné. La couleur de la cire naturelle peut disparaître en l'exposant à la rosée et à la lumière solaire. Pour que la réaction soit aussi rapide que possible, on réduit la cire en lames minces en la liquéfiant par la chaleur et en la coulant sur un cylindre à demi plongé dans l'eau, et tournant sur un axe horizontal.

M. Lewy a trouvé par l'analyse que la cire blanchie, comme il vient d'être dit, contient relativement moins de carbone et plus d'oxygène que la cire jaune. Voici la moyenne des résultats obtenus par ce chimiste :

	Cire blanche.	Cire jaune.
Carbone	0,80227	0,79235
Hydrogène	0,13386	0,13185
Oxygène	0,06387	0,07580

La cire blanche a un poids spécifique de 0,96; elle est dure et cassante à 0°; mais elle est ramollissable par la cha-

, lorsqu'elle a été malaxée ou triturée, elle reprend
nt sa consistance ; elle fond vers + 68°, et ne peut
tillée sans altération.

:e paraît être formée par la réunion de quatre matières
tes : la *myricine*, la *céraïne*, la *cérine* et la *céroléine*.
raitant à plusieurs reprises par l'alcool bouillant, on
les trois dernières matières et la première demeure
Par le refroidissement, la céraïne et la cérine passent
solide ; la céroléine demeure en dissolution dans l'al-
)id, et l'on peut l'obtenir en distillant ce dernier :
:me le résidu fixe de la distillation. On n'a point
pu séparer la céraïne et la cérine de manière à les iso-
es deux ; mais en attaquant leur mélange par les oxy-
lro-natroïdiques, en dissolution peu concentrée, la cé-
saponifie, et la céraïne est mise en liberté. Si l'on
: des dissolutions alcalines très concentrées, la cé-
céraïne, et même la myricine se saponifient, selon
'y.

1 John, la cire contient 0,9 de principes solubles dans
bouillant ; selon MM. Boissenot et Boudet, elle n'en
drait que 0,7 ; selon M. Lewy, elle contient environ
e céroléine.

roportion de principes solubles contenus dans la cire est
: à fixer ; car la myricine est un peu soluble dans l'al-
uillant, et, selon l'alcool employé, selon que l'on a
les traitemens un nombre de fois plus ou moins grand,
t obtenir un résidu très variable. Il faut ajouter à ceci que
d'abeilles pourrait bien n'être pas toujours la même ; car
ssède une variété, pure, qui est entièrement soluble
alcool bouillant. Il ne faut donc point s'étonner si des
tes habiles ont pu obtenir des résultats différens.

falsifie la cire jaune du commerce avec du suif ou de la
Cette dernière fraude est facile à reconnaître : en fon-
1 cire la fécule se sépare et se dépose. On peut alors la
lir et l'examiner. La falsification par le suif est plus
e à découvrir ; mais il fait baisser le point de fusion
:ire d'une manière très notable.

IGINE. — Les chimistes qui ont étudié cette substance
t assigné des caractères qui paraissent fort variables.
st amorphe, blanche, assez dure, fusible à + 35

ou 37°5 selon MM. Boissenot et Boudet, et à + 65 selon M. John. Elle exige 200 parties d'alcool à 0,90 bouillant, pour se dissoudre, et 123 d'alcool pur. Elle ne s'y dissout point à la température ordinaire. L'éther froid n'en dissout que la 99e partie de son poids. L'essence de térébenthine la dissout facilement. La plupart des chimistes admettent qu'elle ne peut être saponifiée; cependant M. Lewy a obtenu ce résultat en la traitant par des lessives alcalines très concentrées. En traitant le savon de myricine par le chlorure hydrique aqueux ce chimiste a obtenu une matière grasse qu'il a nommée acide *myricinique;* acide qui est sans aucun doute un sel hydrique.

M. Lewy a trouvé que la myricine de la cire jaune et celle de la cire blanchie avaient la même composition. Voici les résultats obtenus par divers chimistes :

	Myricine de cire jaune. Lewy.	Myricine de cire blanche. Lewy. — Ettling.	Acide myricique Lewy.
Carbone	0,8023	0,8028 — 0,8001	0,7778
Hydrogène	0,1333	0,1322 — 0,1385	0,1317
Oxygène	0,0644	0,0650 — 0,0614	0,0905

CÉRAÏNE ET CÉRINE. — La céraïne distinguée pour la première fois par MM. Boissenot et Boudet, et isolée comme cela a été dit précédemment, est blanche, solide, dure, cassante, fusible à +70° et peut être distillée sans subir d'altération bien notable. Son existence a été constatée par M. Ettling; cependant elle est devenue douteuse depuis que M. Lewy est parvenu à la saponifier : aussi ce dernier chimiste regarde-t-il le produit que l'alcool bouillant enlève à la cire, comme étant une substance homogène à laquelle il donne le nom de *cérine;* mais ne serait-il point possible que la céraïne, qui résiste aux alcalis faibles, se laissât attaquer par les alcalis concentrés, et que cela ne voudrait point dire qu'elle fût identique avec la cérine proprement dite? Ne serait-il point possible qu'il y eût ici quelque chose d'analogue à ce qui a été observé pour le blanc de baleine? La cérine de M. Lewy ne serait-elle point une espèce saline, dont la base serait du même type que l'acide? En traitant cette cérine par les alcalis faibles, on obtiendrait un stéarate et de la céraïne; en traitant la même substance par la chaux potassée, ou à une température de + 220°

230° toute la matière se transforme en stéarate. Or, il est
mt que l'on peut admettre que la cérine contient de l'a-
stéarique tout formé, et que cet acide est uni à une sub-
e qui peut se transformer en acide stéarique par une
le absorption d'oxygène. La céraïne, telle qu'on l'isole,
t ce produit uni à 1 équivalent d'eau.
qui précède rend très probable que la cérine est com-
ble aux éthers composés et que la céraïne est un al-

Gerhardt considère la cire comme étant l'aldéhyde stéa-
. Dans cette dernière supposition, ou dans celle qui
d'être faite, la composition ultime de cette substance se-
exactement la même; mais l'arrangement des parties
ait des différences. Si l'acide stéarique est $C_{38}H_{38}O_4$. Ces
opinions pourraient être ainsi formulées :

$$\underbrace{C_{38}H_{37}O_3}_{\text{Acide stéarique.}},\quad \underbrace{C_{38}H_{39}O}_{\text{Stéaréther.}} = 2\ \underbrace{(C_{38}H_{38}O_2)}_{\text{Aldéhyde stéarique.}}$$

$$\underbrace{\qquad\qquad\qquad}_{\text{Stéarate stéaréthérique.}}$$

lon M. Lewy, la cérine, traitée par la potasse en dissolu-
donne un savon dont on sépare, par le chlorure hydri-
un produit qu'il nomme acide *cérinique*. Cet acide,
st évidemment un sel hydrique, a la composition sui-
:

Carbone	0,7977
Hydrogène	0,1373
Oxygène	0,0650

sitée par la chaux potassée, la cérine donne un sel qui,
à son tour par le chlorure hydrique, produit du stéarate
que, fusible à + 70° et ayant la composition suivante :

Carbone	0,7679
Hydrogène	0,1281
Oxygène	0,1040

rsque l'on soumet la cire à une distillation sèche, elle se
mpose et donne successivement du margarate hydrique,
urs carbures huileux de la formule fondamentale CH,
paraffine, un mélange gazeux de bicarbure d'hydro-

gène et d'acide carbonique, et laisse un faible ré charbon.

Selon les observations de M. Ettling et de M. G les carbures liquides commencent à bouillir à + 137 température peut s'élever jusqu'à + 220°. Ces liqui employés pour dissoudre la cire, lorsqu'on doit l'e pour peindre. Depuis plusieurs années, cette distill pratiquée sur une grande échelle, par M. Durozie macien à Paris, afin d'obtenir ces liquides pour ce usage.

Il est excessivement remarquable que plusieurs co niques ne se dissolvent facilement que dans les liqui venant de leur distillation sèche; tels sont au moi et le caoutchouc. Cela tient sans doute à ce qu'il e relation de type entre ces corps et les produits q rivent.

La cire d'abeilles, traitée par l'azotate hydrique, peu-près les mêmes produits que les graisses du so des adipés, selon M. Gerhardt. Ce chimiste a extrai duit de cette réaction de l'œnanthylate, du pimélat dipate et du succinate hydriques, mais il n'y a poi de subérate hydrique.

CIRE DE MYRICA.

Cette matière est plutôt un suif qu'une cire; elle e fusible à + 47° 5; par la saponification elle donne c stéarique, margarique et oléique, même de la glycé existe dans les fruits de plusieurs espèces de *myri* M. Boussingault, un seul pied de *myrica cerifera* peu jusqu'à 12 ou 15 kilog. de fruits par an, et ces fruits le quart de leur poids de suif.

M. Lewy, ayant soumis cette prétendue cire à l'a trouvé qu'elle était formée de :

Carbone	0,7423
Hydrogène	0,1207
Oxygène	0,1370

CIRE DE LA CHINE.

Cette cire est fournie par le *rhus succedaneum*. Elle est blanche, cristallisée, d'un blanc nacré, et ne fond qu'à + 82° 5. L'alcool et l'éther bouillans en dissolvent à peine; mais elle se dissout facilement dans le naphte. Par la distillation, elle donne un produit blanc, dont la composition diffère de celle de la cire qui l'a fournie. Bouillie avec une lessive alcaline, elle se saponifie. En la traitant par l'oxyde plombique, M. Lewy n'a pu en extraire de la glycérine; il l'a trouvée formée de :

Carbone	0,8066
Hydrogène	0,1330
Oxygène	0,0604

La cire de la Chine, traitée par la chaux potassée, s'oxyde et donne un acide que l'on peut éliminer, probablement en combinaison avec les élémens de l'eau. Il est alors cristallin et fond à + 80°; soumis à l'analyse, il a donné les résultats suivans :

Carbone	0,7830
Hydrogène	0,1310
Oxygène	0,0860

M. Lewy pense que la cire de la Chine peut être représentée par $C_{72} H_{72} O_4$, et le produit précédent, qu'il nomme *acide cirique*, par $C_{72} H_{72} O_6$.

Ces formules ne pourront être admises que quand elles seront appuyées sur la capacité de saturation de l'acide *cirénique anhydre*.

CIRE D'OCUBA.

Cette cire vient d'un *myristica*, probablement le *sebifera* Swartz. On l'extrait de ses semences, en les traitant par l'eau bouillante, après les avoir pulvérisées. Ces semences donnent 3/16 de leur poids. Elle est d'un blanc jaunâtre, fusible à + 36° 5, et se dissout dans l'alcool bouillant. Soumise à l'analyse, elle a donné le résultat suivant :

Carbone	0,7399
Hydrogène	0,1135
Oxygène	0,1466

CIRE DE BICUIBA.

Cette cire vient du *myristica bicuhyba* de Schott. E d'un blanc jaunâtre, elle fond à + 35°, et se dissou l'alcool bouillant. Par l'analyse elle a donné :

Carbone	0,7438
Hydrogène	0,1111
Oxygène	0,1451

Malgré la différence des points de fusion et des anal est probable que les cires d'ocuba et de bicuiba sont i ques : leur origine semble le démontrer.

CIRE DE CARNAUBA.

Cette cire est d'un blanc roussâtre, lisse, très dure, pulvérisable, inodore et insipide. J'ai trouvé que celle homogène, fondait à + 85°. Une autre qualité, moins ne fondait qu'à + 86°. Traitée par l'alcool bouillant, cède une matière fusible à + 80°. Le résidu, moins dans l'alcool, n'est fusible qu'à + 86°. M. Durozier, q distillé des quantités considérables, a trouvé qu'elle don peu-près les mêmes produits que la cire ordinaire : des des carburés et de la paraffine.

M. Lewy a examiné la cire de carnauba, et a trouvé était fusible à + 83° 5, et qu'elle se dissolvait entièr dans l'alcool bouillant et dans l'éther. Je répéterai ici l servations que j'ai faites relativement à la cérine : le du traitement par l'alcool est peu soluble dans ce l bouillant, et si l'on répète trop souvent les traitemer finit par tout dissoudre; mais la preuve la plus évide deux produits dans cette cire, est donnée par la diff des points de fusion des deux matières que l'on en e Quant au point de fusion de la cire de carnauba, je i comment M. Lewy a opéré pour obtenir celui de 83o,5 je puis répondre de ceux que j'ai donnés. Ils ont été dé nés en tenant la matière dans des tubes plongés dans u d'huile bien limpide, que l'on chauffait très lentement.

M. Lewy a trouvé la composition suivante à la c carnauba :

Carbone	0,8033
Hydrogène	0,1307
Oxygène	0,0660

rnauba est un palmier qui croit au Brésil. La cire que xtrait recouvre ses feuilles. Elle s'en détache sous for- :tites écailles nacrées, ressemblant au borate hydrique ı la fond dans l'eau pour la réunir en masses.

CIRE DE PALMIER.

cire vient du *ceroxylon audicola*, dont elle recouvre ne. On l'en extrait en le raclant et en faisant bouillir res dans l'eau. Selon M. Lewy, cette cire est en pou- ıière d'une couleur grisâtre. Traitée par l'alcool bouil- r enlever une résine qui l'accompagne, elle a donné se :

	Boussingault.	Lewy.
Carbone	0,8048	0,8073
Hydrogène	0,1329	0,1330
Oxygène	0,0623	0,0597

CIRE DE LA CANNE A SUCRE.

Cérosie.

cire existe sous forme d'une poudre blanchâtre, glau- ıérente à l'épiderme qui recouvre la canne à sucre. Elle ı grande abondance sur la canne violette; la canne à ou de Batavia et de Java, en fournit encore beaucoup; d'Otahiti n'en contient à peine que le tiers de ce qui ır la canne à rubans; la canne créole du Malabar, du et de Bourbon n'en contient presque pas. Cette ma- été observée par M. Avequin. Pour l'extraire il faut canne à sucre, traiter les raclures par l'alcool froid, lever la matière violette et la chlorophylle qu'elles ıent, les épuiser enfin par l'alcool bouillant, qui dis- ire. Cette cire se sépare entièrement par le refroidisse- 53 cannes violettes ont donné 170 grammes de cérosie ; après avoir subi le traitement indiqué, elle pesait nmes : c'est, comme on le voit, environ 1 gramme pour

une canne à sucre. Mais en opérant avec plus de soin M. Av quin a pu en extraire jusqu'à 2 grammes d'une seule canne, ce savant estime qu'un arpent qui contient 1,800 cannes d nerait 36 kilogrammes de cérosie, et qu'une habitation cultive 300 arpens de cannes, pourrait par conséquent cueillir 10,000 kilogrammes de cérosie.

En janvier 1834, j'ai trouvé de la cérosie dans la résin l'arbre à pain des îles Mariannes.

La cérosie est blanche, solide, pulvérisable, inodore et pide; son poids spécifique = 0,961 à + 10°; elle se solidi fond à + 80°; elle est limpide tant qu'elle est en fusion; ma devient opaque en repassant à l'état solide. Lorsqu'on l'a due en grande masse, on peut l'obtenir en cristaux par l thode du refroidissement. Elle cristallise encore lorsqu' dissoute dans une très grande quantité d'alcool anhy bouillant. Elle est insoluble dans l'alcool froid et d zyméther, même bouillant; elle se dissout dans le r lorsqu'on élève sa température. Elle n'a encore pu être nifiée.

La cérosie est caractérisée par la consistance qu'elle co nique à une quantité considérable d'alcool à 0,90, lorsq laisse refroidir dans ce liquide après l'y avoir dissoute p bullition. Ce phénomène très remarquable est dû à ce cérosie s'hydrate, même au sein de cet alcool. Dans l à 0,96, ce phénomène est beaucoup moins sensible, et rosie peut même cristalliser dans l'alcool pur; car alors peut s'hydrater. L'hydrate de la cérosie est très peu st commence à se détruire à + 76°.

Soumise à l'analyse par M. Dumas, elle a donn composition qui peut se traduire par C_{48} H_{50} O_2; ce tion qui en faisait un alcool et la rapprochait de M. Lewy, en répétant ces analyses sous les auspices de mas, a trouvé un peu moins d'hydrogène en s'aidant fectionnemens apportés à l'analyse et a trouvé C_{48} composition qui permettrait de classer la cérosie pa *aldéhydes*.

La cérosie, traitée par la chaux potassée, s'oxyde e naissance à l'*acide cérosique*. Cet acide éliminé par le c hydrique, est en combinaison avec les élémens de l'a produit, obtenu par M. Lewy, est cristallisé, blanc, f

est très peu soluble dans l'alcool et l'éther bouil-
nposition conduit à la formule C_{48} H_{48} O_3, qui est
se; si elle était exacte ce produit devrait prendre le
osite hydrique; il est probable qu'à une température
le cérosate se formerait.

CIRE DES ANDAQUIES.

e vient d'un insecte mélipone que l'on trouve dans
lonné par les rivières affluentes de l'Orénoque et
nes, à l'est des Cordilières de la Nouvelle-Gre-

oir été purifiée par l'eau bouillante, la cire des
a un poids spécifique de 0,917 et fond à + 77°.
l'alcool bouillant, comme la cire ordinaire, M. Lewy
:

Cire de palmier	0,50
Cérosie	0,45
Matière huileuse	0,05

t très remarquable par les produits qu'elle renferme: il semblerait
qui nous la fournissent n'ont eu qu'à en recueillir les élémens tout
déposer dans leurs ruches; mais est-il bien démontré que cette
par un insecte? On ne l'obtient que par le commerce avec des peu-
ies, et ne se peut-il point que cette cire ait une origine purement

tré aujourd'hui que la cire des abeilles est un produit de sécrétion,
ins des espèces de glandes qui s'ouvrent au dehors près des anneaux
ien. Huber avait démontré que des abeilles nourries uniquement
es sucrées pouvaient produire de la cire, et cette expérience re-
té répétée dans ces derniers temps par MM. Dumas et Milne
ont confirmé l'exactitude.
yant émis l'opinion que les animaux ne faisaient que s'assimiler
se forment dans les plantes, on en pouvait conclure que les abeilles
collecter la cire et la réunir en cellules; mais où la puiseraient-
des abeilles n'a encore été trouvé dans aucune espèce de plante. On
renait du pollen des fleurs; mais le pollen des fleurs n'en contient
ncipalement formé par une matière azotée. On pensait encore que
ie des plantes contenait de la cire; mais cette cire a été convena-
e et isolée pour une seule plante, la canne à sucre, et l'on sait que
sie. On a dit aussi que la poussière glauque, qui recouvre quelques
ıcées était une cire; mais cette matière a été isolée par M. Ber-
e trouve que c'est une espèce de sous-résine qui ne fond même
Il faut donc avouer que l'on ne sait pas encore aujourd'hui quelle
origine de la cire; c'est-à-dire que l'on ne sait pas avec quelle
alimens elles peuvent la former, ni comment elle prend naissance.

CIRE DE JAPON.

Cette cire a l'aspect de la cire blanche des abeilles; elle fond à + 42° et se solidifie à + 40° par le refroidissement. Elle est insoluble dans l'eau, presque insoluble dans l'alcool froid, entièrement soluble dans ce liquide bouillant, plus soluble encore dans le zyméther. Soumise à la distillation, elle donne de l'acroléine, matière dont la présence indique celle de la glycérine, dont elle est un produit de décomposition. Soumise à la saponification, en la fondant avec l'oxyde hydro-potassique, elle donne facilement par les sels hydriques du palmitate hydrique $C_{32}H_{32}O_4$, fusible de + 60° à + 61° selon M. B. Sthamer.

La cire du Japon est donc un palmitate glycérique. Ce qui serait d'ailleurs démontré par l'analyse ultime de cette cire qui a donné $C_{35}H_{34}O_5 = C_{32}H_{31}O_3, C_3H_3O_2$ (Sthamer).

Il est plus que douteux que la glycérine ait pour formule $C_3H_3O_2$ dans les composés dont elle fait partie; *ces composés doivent nécessairement contenir un nombre pair d'équivalens d'oxygène;* comme cela a lieu par tous les autres composés analogues; les caractères des acides et des bases anhydres étant de contenir un nombre impair d'équivalens d'oxygène. Ce qui n'empêche pas toujours leurs molécules de contenir un nombre pair d'équivalens d'oxygène, parce qu'elles sont combinées avec elles-mêmes.

IX^e GROUPE.

MOSCHÉS.

groupe renferme quelques produits qui sont sécrétés dans des follicules ap-nant à l'appareil génital des animaux mâles de diverses espèces de mammi-telles que le castor, le musc, la civette, le cachalot. A ce groupe se trouve e la cholestérine qui ne se produit pas dans les mêmes circonstances, mais ffre des analogies évidentes avec eux. Ces produits répandent généralement rès forte odeur. Dans d'autres espèces animales ce sont les *acides volatils* du e des butyrés et des valérés qui remplissent les mêmes fonctions.

AMBRÉINE.

ambréine est une matière qui existe dans l'ambre gris. Cette dernière sub-e est fournie par le cachalot (*Physeter macrocephalus*, L.); elle est probable-sécrétée dans des follicules analogues à ceux du musc et du castor.

ambréine est blanche, cristallisée en filamens soyeux, parallèles ou réunis en mamelons; elle possède une saveur faible et une odeur analogue à celle de re gris, mais moins prononcée. Il paraît que cette odeur lui est étrangère, lle disparaît par des cristallisations réitérées. Son point de fusion ne paraît voir été déterminée rigoureusement; il est de + 36° à + 37°5; elle est de et limpide à + 50°. Lorsqu'on la chauffe davantage, elle se volatilise ue entièrement sans subir d'altération. Elle est insoluble dans l'eau; l'alcool o en dissout beaucoup plus à chaud qu'à froid; l'alcool anhydre et l'éther la lvent très facilement à toutes sortes de températures; les huiles volatiles et uiles grasses peuvent aussi les dissoudre. Elle est insaponifiable, l'azotate hy-ue la transforme en acide ambréique. Selon MM. Pelletier et Caventou, elle ient :

Carbone	0,8337
Hydrogène	0,1332
Oxygène	0,0331

An $C_{34}\ H_{33}\ O$?

ur obtenir l'ambréine, il faut traiter l'ambre gris par de l'alcool à 0,90 bouil-en assez petite quantité pour qu'il puisse s'en saturer, filtrer la liqueur et la r refroidir : l'ambréine se dépose en petits cristaux filamenteux par le refroi-ment. On en obtient jusqu'à 0,85 du poids de l'ambre employé.

cide ambréique est solide, blanc, insipide et possède une odeur faible; il fond 100°, est à peine soluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool et le zyméther, me avec les bases des sels d'une couleur jaunâtre. Il contient de l'azote qui lui cédé par l'azotate hydrique. Voici le résultat de son analyse par Pelletier :

Carbone	0,51942
Hydrogène	0,07137
Azotate	0,08505
Oxygène	0,32416

Pelletier tire de cette analyse $C_{21}\ Az\frac{3}{2}\ H\frac{38}{2}\ O_{10}$. Mais rien ne justifie cette composition, puisqu'il n'a pas fait connaître l'équivalent de l'acide ambréique. Il y a probablement quelque erreur dans l'analyse ; en admettant qu'elle porte sur l'oxygène, on en peut tirer $C_{14}\ H_{12}\ AzO_7 = C_{14}\ H_{12}\ O_2,\ Az\ O_5$?

CASTORINE.

La castorine a été trouvée par Braudes dans le *castoréum*. On l'en extrait par l'alcool bouillant que l'on abandonne à l'évaporation après l'avoir filtré. Les cristaux ainsi obtenus sont impurs ; il faut les laver à l'alcool froid et les redissoudre dans l'alcool bouillant en y ajoutant du charbon animal. Après quelques instans d'ébullition il faut filtrer et abandonner de nouveau la liqueur à l'évaporation spontanée. Le castoréum du Canada ne contient que 3 millièmes de castorine ; celui de Sibérie en contient jusqu'à 25 millièmes.

La castorine cristallise en aiguilles quadrilatères ; elle possède une faible odeur de castoréum et une saveur particulière, désagréable et métallique. Elle est fusible et ne peut être distillée sans altération, à moins que ce soit en présence de l'eau ; elle est inflammable, peu soluble dans l'eau et dans l'alcool froid, assez soluble dans l'éther, les huiles grasses et l'essence de térébenthine bouillante. Elle est neutre aux réactifs. Le sulfate et l'acétate hydrique la dissolvent sans l'altérer ; l'azotate hydrique l'altère et paraît la transformer en un composé analogue à l'acide carbonique. Les alcalis les dissolvent sans l'altérer.

Il est probable que le musc et la civette renferment des principes analogues à l'ambréine et à la castorine, mais on ne les a point encore isolés.

CHOLESTÉRINE.

Adipocire biliaire.

La cholestérine existe dans la bile d'où elle se sépare quelquefois et forme des calculs volumineux que l'on trouve dans la vésicule biliaire. Elle a été trouvée dans le cerveau de l'homme par Kühn qui en a décrit les propriétés sans la reconnaître ; c'est M. Couerbe qui en a le premier signalé l'existence dans cet organe. On l'a encore trouvée dans le sérum du sang et dans le jaune de l'œuf de la poule.

La cholestérine est incolore ; elle peut cristalliser sous forme de grandes lames d'un éclat nacré très prononcé. Les calculs qu'elle forme présentent une cristallisation et une structure radiée des plus prononcées : elle est inodore, insipide et moins dense que l'eau ; elle entre en fusion à 137°, et cristallise par refroidissement. La masse ainsi obtenue devient électrique par le frottement. Elle peut être sublimée sans altération en opérant à l'abri de l'air. L'eau ne la dissout point ; l'alcool rectifié, ou à 0,96, n'en dissout que les 2 onzièmes de son poids, à la température de son ébullition, et l'abandonne par le refroidissement. Elle est plus soluble dans le méthol, le zyméther et l'essence de térébenthine. On a souvent prescrit l'usage interne de l'éther et de l'essence de térébenthine à des malades atteints de calculs biliaires dans l'intention de dissoudre ces derniers ; mais rien ne prouve que l'on ait réussi et cette essence d'ailleurs dissout peu de cholestérine.

Le sulfate hydrique concentré colore la cholestérine en rouge de carmin ; l'azo-

tate hydrique a peu d'action sur elle à la température ordinaire; mais à chaud, il la transforme en *acide cholestérique*.

La composition de la cholestérine, déduite de l'analyse de M. Couerbe, peut être représentée par C_{38} H_{32} O.

L'*acide cholestérique* qui résulte de l'action de l'azotate hydrique sur la cholestérine est solide, cristallisé en aiguilles déliées, jaunâtre, insipide, inodore, moins dense que l'eau, fusible à + 58°, décomposable par la chaleur, peu soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool, le zyméther, les huiles grasses et les huiles volatiles. Selon Pelletier, il contient :

Carbone	0,5493
Hydrogène	0,0701
Azote	0,0471
Oxygène	0,3335

Selon Pelletier, l'oxygène de l'acide cholestérique serait à celui des oxydes qu'il peut saturer : : 6 : 1. Mais ce chimiste a confondu l'acide salin avec l'acide anhydre, ou il a dû supposer que le prétendu acide cholestérique, ou le cholestérate hydrique, ne produit point d'eau en s'unissant aux oxydes métalliques. En corrigeant cette erreur, on voit que l'oxygène de l'acide cholestérique anyhre est à celui de la base qu'il peut saturer :: 5 : 1. Ceci conduit à la formule C_{13} H_{10} Az O_5, qui n'est probablement point exacte.

La cholestérine peut être facilement extraite des calculs biliaires. Il suffit de les traiter par l'alcool à la température de son ébullition et de le filtrer bouillant. Les lames cristallines que l'on recueille ainsi doivent être reprises par l'alcool bouillant et un peu de charbon animal. On les obtient alors d'une grande beauté.

Xe GROUPE.

SACCHARÉS.

Sucre. — Sucres incristallisables. — Glucose. — Sucre insipide. — Sucre de champignons.

Le groupe des saccharés contient les diverses espèces de sucre.

La saveur sucrée ne peut suffire pour caractériser les sucres; bien des substances possèdent cette saveur, telles que les composés glucyques; la mannite et la glycyrrhizine, et ne sont point des sucres. Par contre on connaît aussi un sucre qui est insipide.

Les chimistes donnent le nom de sucre *aux substances qui sont susceptibles de se transformer en alcool et acide carbonique sous l'influence de l'eau, de quelques matières particulaires azotées et d'une température de* + 10° à + 25°.

SUCRE.

$C_{12}\ H_{11}\ O_{11}$.

Le sucre, proprement dit, existe abondamment dans la canne à sucre, dans la racine de betterave, la citrouille, la sève de l'érable et en général dans les sucs végétaux d'une saveur sucrée et non acide.

On a un exemple du sucre pur dans le beau *sucre candi* du commerce. Il est solide, incolore, limpide, cristallisable en prismes diclinaxiques inclinés de 76° 37' sur leur base et présentant au moins deux plans de clivages, dont l'un est fort net.

Il jouit de la double réfaction à deux axes. Sa dissolution agit sur la lumière polarisée et tourne le plan de polarisation vers la droite de l'observateur. Son poids spécifique = 1,606; lorsqu'on le brise dans l'obscurité, il développe de la lumière. Ce phénomène indique, sans doute, une réaction dans laquelle le sucre éprouve au moins une modification dimorphique. De là peut-être cette saveur différente qu'il communique à l'eau, selon qu'il a été employé entier ou en poudre. Il est pyroélectrique. Le sucre en pain est formé de petits cristaux agrégés, laissant des espaces entre eux; aussi, le poids spécifique, *apparent* de ce sucre, est-il beaucoup plus faible que

celui du sucre candi; mais le poids spécifique réel, déterminé en tenant compte de ces intervalles vides, est toujours sensiblement le même.

Le sucre, obtenu en évaporant rapidement sa dissolution aqueuse, jusqu'à ce qu'il passe à l'état solide, comme le *sucre d'orge*, ne possède pas la plupart des propriétés du sucre cristallisé. Il est amorphe, limpide, sucré, son poids spécifique = 1,5052, selon M. Biot; il ne jouit plus de la double réfraction et dévie le plan de polarisation vers la droite, d'une manière très énergique. Le sucre d'orge, conservé pendant quelque temps, perd sa transparence et prend une structure cristalline, radiée, facile à observer sur sa cassure dans un plan normal à l'axe des cylindres de cette substance.

Le sucre est évidemment dimorphe : les cristaux sont stables de la température ordinaire, lorsqu'il a été fondu, sa structure est instable et elle passe lentement à la struture cristalline ou stable.

La composition ultime du sucre peut être représentée par C_{12} H_{11} O_{11}. Comme cette formule l'indique, l'oxygène abonde dans cette substance, et il s'y trouve avec l'hydrogène dans les proportions qui constituent l'eau.

Lorsqu'on soumet le sucre à l'action de la chaleur, il entre en fusion vers + 180°; il forme alors une masse incolore et visqueuse. Si la température est élevée jusqu'à + 200°, il commence à se décomposer et donne pour uniques produits de l'eau, qui s'échappe à l'état de vapeur, et une masse brune qui devient d'autant plus foncée que l'action à la chaleur a été plus prolongée. Si l'on ne dépasse pas la température de + 220°, on obtient pour résidu une masse noire, hygroscopique et insoluble dans l'alcool. La matière ainsi formée, peut être représentée par C_{12} H_9 O_9, ou par du sucre moins 2 H O ou deux équivalens d'eau.

Lorsque au lieu de chauffer le sucre graduellement, on le chauffe sans précaution, on obtient un produit noir, amer et sucré, déliquescent, que l'on nomme *caramel*. La réaction qui accompagne la formation du caramel est beaucoup plus compliquée que la précédente : il se dégage de la vapeur d'eau, du formiate et de l'acétate hydriques et peut être des gaz carbonique et oxyde de carbone. Le caramel est en grande partie formé par le produit noir dont il vient d'être question. Il est

employé dans la préparation des alimens pour colorer le bouillon et pour recouvrir certaines crêmes.

Le sucre est très soluble dans l'eau ; à la température ordinaire, elle en dissout le double de son poids et forme ainsi un liquide visqueux, qui porte le nom de *sirop simple*. Ce produit que l'on prépare dans les officines pharmaceutiques, peut facilement se conserver dans des bouteilles bien bouchées. A la température ordinaire, son poids spécifique est de 1,311, et il marque 35° à l'aréomètre de Baumé. Cette dissolution bout à +105°, son poids spécifique est alors 1,267 et elle marque 31°5 à l'aréomètre de Baumé (1).

La table suivante indique les poids spécifiques des dissolutions de sucre à divers degrés de richesse ; elle a été faite en partie avec des observations de M. Biot, et continuée par d'autres observations faites à + 19°2.

Sucre dissous.	Densités.	Sucre dissous.	Densités.	Sucre dissous.	Densités.
0,00	1,000	0,23	1,095	0,46	1,209
0,01	1,004	0,24	1,100	0,47	1,215
0,02	1,008	0,25	1,104	0,48	1,220
0,03	1,012	0,26	1,109	0,49	1,225
0,04	1,016	0,27	1,113	0,50	1,230
0,05	1,020	0,28	1,118	0,51	1,235
0,06	1,024	0,29	1,123	0,52	1,241
0,07	1,028	0,30	1,128	0,53	1,246
0,08	1,032	0,31	1,133	0,54	1,252
0,09	1,036	0,32	1,137	0,55	1,257
0,10	1,040	0,33	1,142	0,56	1,263
0,11	1,045	0,34	1,147	0,57	1,268
0,12	1,049	0,35	1,152	0,58	1,273
0,13	1,053	0,36	1,157	0,59	1,279
0,14	1,057	0,37	1,162	0,60	1,284
0,15	1,062	0,38	1,167	0,61	1,289
0,16	1,066	0,39	1,172	0,62	1,295
0,17	1,069	0,40	1,177	0,63	1,301
0,18	1,073	0,41	1,182	0,64	1,307
0,19	1,077	0,42	1,187	0,65	1,312
0,20	1,081	0,43	1,193	0,66	1,317
0,21	1,085	0,44	1,199	0,666	1,321
0,22	1,090	0,45	1,204		

(1) On admet généralement que le sirop de sucre bouillant indique 32° à l'aréomètre de Baumé. J'ai observé qu'à cette densité le sirop était toujours un peu trop cuit et abandonnait des cristaux par le refroidissement.

La détermination du poids spécifique d'une dissolution exigeant une bonne balance ou l'emploi d'un aréomètre de Fahrenheit ou d'un volumètre à densités, on pourra y suppléer à l'aide d'un aréomètre de Baumé en consultant la table suivante.

Degrés aréomét.	Sucre dissous.	Degrés aréomét.	Sucre dissous.	Degrés aréomét.	Sucre dissous.	Degrés aréomét.	Sucre dissous.
1	0,018	10	0,182	19	0,352	28	0,521
2	0,035	11	0,200	20	0,370	29	0,541
3	0,052	12	0,218	21	0,388	30	0,560
4	0,070	13	0,237	22	0,406	31	0,580
5	0,087	14	0,256	23	0,424	32	0,601
6	0,104	15	0,276	24	0,443	33	0,622
7	0,124	16	0,294	25	0,462	34	0,644
8	0,144	17	0,315	26	0,481	35	0,666
9	0,163	18	0,334	27	0,500		

Le sirop occupe un volume plus considérable que le volume moyen des élémens qui le forment. Le poids spécifique du sucre étant 1,606, le sirop formé de 2 parties de sucre et d'une partie d'eau devrait avoir un poids spécifique de 1,404, et il n'est que 1,321. Les volumes étant en raison inverse des poids spécifiques; on voit que l'eau et le sucre, en s'unissant, augmentent de 0,063 de leur volume moyen. Le sucre amorphe, dont le poids spécifique est plus faible que celui du sucre cristallisé, donne une dissolution concentrée qui augmente encore de 1/48 du volume de ses élémens constitutifs.

Au contraire de ce qui arrive ordinairement, le sucre, en se dissolvant dans l'eau, ne produit qu'une très faible variation de température. Cela est sans doute dû à ce que la chaleur, développée dans l'union de ces élémens, est compensée par de la chaleur rendue latente, par l'augmentation du volume du produit.

Le sucre, dissous dans l'eau, agit sur la lumière polarisée, et en fait tourner le plan vers la droite.

M. Biot a observé les déviations angulaires, consignées dans le tableau suivant, en renfermant la dissolution de sucre dans un tube de 16 centimètres de longueur et en recevant la lumière au travers d'un verre rouge monochromatique.

Proportion de sucre candi, dans l'unité du poids de la dissolution.	Arc de rotation décrit par le plan de polarisation.
0,01	0°,888
0,02	1 ,783
0,03	2 ,684
0,04	3 ,593
0,05	4 ,509
0,06	5 ,432
0,07	6 ,363
0,08	7 ,300
9,09	8 ,244
0,10	9 ,196
0,11	10 ,153
0,12	11 ,128
0,13	12 ,104
0,14	13 ,087
0,15	15 ,079
0,25	24 ,413
0,50	54 ,450
0,65	75 ,394

A l'aide du tableau précédent, on peut déterminer la richesse d'une dissolution de sucre, pourvu qu'elle ne renferme aucun autre agent qui puisse dévier le plan de la lumière polarisée.

Si l'on observait, à l'aide d'un tube, une longueur différente de celle qui a servi pour former le tableau précédent, on ramènerait l'observation à celle qui aurait lieu avec un tube de 16 centimètres, observant que la déviation est proportionnelle à l'épaisseur de la couche du liquide actif ou à la longueur du tube.

Si l'on n'opérait point à la température ordinaire, il faudrait tenir compte du poids spécifique du liquide ; mais alors le procédé ne serait plus applicable qu'à une dissolution de sucre pur, et le poids spécifique seul suffirait pour en faire connaître la richesse en la laissant refroidir.

Lorsqu'on soumet une dissolution aqueuse de sucre à l'action prolongée de la chaleur, même à l'abri de l'air, elle finit par s'altérer complétement. Le sucre s'unit d'abord aux élémens de l'eau et forme du glucose; ce corps se détruit lentement, en donnant de l'acide ulmique et de l'ulmine, qui colorent la liqueur en brun. Il est probable qu'il se forme en

nps du sucre incristallisable (mélasse). Si la liqueur
ıct de l'air, de l'oxygène est absorbé et il se forme
ıte hydrique qui se dégage. Sous l'influence des sels
s, les réactions sont les mêmes, mais elles ont lieu
lement; aussi, les fabricans de sucre et les raffineurs
ls éviter soigneusement de concentrer du sirop acide;
forme du glucose, et ils se colorent fortement en
de temps. Il arrive ainsi qu'une grande quantité de
rouve détruite.

ui-oxydes calcoïdiques et natroïdiques éliminent de
ıucre, et s'unissent au reste de ses élémens. C'est cela
ıu'une dissolution aqueuse de sucre peut dissoudre
tité considérable de chaux ou d'oxyde de plomb.

:re calcaire se forme dans la défécation du sucre de
par la chaux. Lorsque celle-ci est trop abondante,
refusent de cuire et de cristalliser; mais, si l'on en-
ıaux par un courant de gaz carbonique, le sucre se
:t peut alors cristalliser avec une grande facilité. La
ıose a encore lieu, lorsque l'on détruit le sucre
ıe par le sulfure hydrique. Ainsi que cela le démon-
ɔe du sucre n'est point altéré dans ces sortes de com-
: un calcoïde a seulement pris la place qui était
par l'hydrogène.

ı'on abandonne à l'air la dissolution aqueuse du
caire, elle absorbe du gaz carbonique et donne nais-
du carbonate calcique. Ce carbonate est cristallisé
rhomboïdales et contient 5 équivalens d'eau, selon
ze.

M. Péligot, les élémens du sucre peuvent s'unir aussi
ıre sodique. Il résulte des analyses de ce chimiste que
ens composés, dont il vient d'être question, peuvent
ésentés par les formules suivantes :

Sucre cristallisé	$C_{24}\,H_{22}\,O_{22}$
— Plombique	$C_{24}\,\overline{H_{18}\,Pb_4}\,O_{22}$
— Chloro-sodique	$C_{24}\,\overline{H_{21}\,Na}\,O_{21}\,Cl$
— Calcaire	$C_{24}\,\overline{H_{22}\,Ca_2}\,O_{24}$
— Barytique	$C_{24}\,\overline{H_{22}\,Ba_2}\,O_{24}$

ules semblent démontrer que les sucres plombique et chlorosodique

appartiennent complétement au même type que le sucre cristallisé, tandis que les sucres calcaire et barytique appartiendraient au sucre incristallisable; en effet il ne faut point perdre de vue que ces sucres reproduisent du sucre cristallisable ordinaire, quand on leur a enlevé le métal qui modifie leur composition.

Traité, par l'azotate hydrique, le sucre donne lieu à plusieurs modifications successives : on obtient d'abord du charate hydrique (acide saccharique de Thaulow), puis l'oxalate trihydrique, et ce dernier composé finit lui-même par donner de l'acide carbonique.

Le sulfate hydrique concentré détruit rapidement le sucre, il le charbone et donne lieu à un dégagement de gaz sulfureux et à du formiate hydrique. Ce dernier produit a sans doute, son existence à l'oxydation du sucre par une partie de l'oxygène du sulfate hydrique. Si l'on distille un mélange de 1 partie de sucre, 2 parties de sulfate hydrique et 4 parties d'eau, on obtient encore du formiate hydrique.

Le chlorure hydrique, en dissolution concentrée, dissout aussi le sucre et donne finalement un produit noir, ou brun noir, analogue à l'*acide ulmique*.

L'arséniate hydrique donne une réaction remarquable avec une dissolution de sucre : le mélange devient successivement rose, pourpre et brun, et présente finalement l'odeur de l'acétate hydrique. Les sels hydriques et les oxydes métalliques paraissent sans action sur ce produit; mais le chlorure hydrique le décolore presque complétement en présence de l'arsenic.

Le sucre dissous exerce une action réduisante sur la plupart des corps oxydés ou chlorés : c'est ainsi qu'en présence de l'eau et à l'aide de l'ébullition, il détruit l'acétate cuivrique en précipitant de l'oxyde bicuprique, il détruit le bichromate potassique et donne du sesquioxyde chromique, il détruit en partie le chlorure hydrique et le chlorure hémi-mercurique. Il détruit complétement le chlorure d'or et donne de l'or métallique; en outre, il dissout le carbonate de cuivre ou le vert-de-gris, et jouit encore de la propriété très remarquable de rendre plusieurs corps insensibles à l'action des réactifs qui en décèlent la présence dans les circonstances ordinaires : les équisels de cuivre et les sels sous-ferriques sont dans ce cas.

ucre en dissolution, mis en présence d'un morceau
ac de veau, bien lavé à l'eau distillée, se trouve dé-
peu de temps et transformé en une matière particu-
ès visqueuse, sans que la membrane ait perdu rien de
ds (Frémy).

vure de bière, la matière caséeuse et la plupart des
s particulaires albuminoïdes, décomposent le sucre en
ion dans l'eau et le transforment d'abord *en sucre li-*
uis en acide *carbonique* et en *alcool*. Dans les mêmes
ances et surtout sous l'influence de la matière ca-
le sucre peut donner encore du *lactate*, puis du *buty-*
liques (V. l'*Appendice à la chimie organique*).

tion du sucre. — Le sucre peut être extrait des différens végétaux qui
nent, mais, jusqu'à présent, il n'y a que la canne à sucre et la betterave
donné lieu à des exploitations considérables. Au Canada, on extrait du
a sève de l'érable par simple évaporation; en Autriche, on a tenté une
on sur des citrouilles. Il ne sera question ici que de l'extraction du sucre
e et de la betterave.

e présente beaucoup moins de difficultés à être extrait de la canne que
rave : dans celle-là, il est presque à l'état de pureté; dans celle-ci, il
pagné d'une foule de substances étrangères, très variables, qui font
is le désespoir du fabricant.

e à sucre est écrasée fortement dans une presse à cylindres d'une grande
Le suc qui s'en écoule est soumis à la caléfaction et mis en présence
te quantité de chaux délitée, qui clarifie le suc en donnant naissance
ulum de matière albumineuse. Le suc est ensuite filtré et soumis à
ration rapide; puis concentré jusqu'à la cuite, qui a lieu lorsque la
re du sirop atteint de + 112°5 à + 116°. Le sirop est alors coulé dans
oirs où il cristallise en partie. Lorsqu'il est complétement refroidi, on
une ouverture située à la partie la plus inférieure du réservoir afin de
ler le sirop qui n'a pu cristalliser. Ce sirop est formé de sucre cristalli-
l'on peut obtenir en le soumettant à une nouvelle cuite, et de sucre
table, qui donne finalement de la mélasse. Le grain cristallisé, enve-
matière impure, forme une espèce de cassonade que l'on dessèche et
livre au commerce. Les cassonades sont en partie consommées dans
on les recueille; le reste est raffiné pour en faire du sucre en pains.

reposé un grand nombre de procédés pour extraire le sucre de la bet-
ais il y en a un qui est plus généralement suivi que tous les autres, et
-là qui sera seul décrit ici.

rations qui constituent le procédé ordinaire, sont :

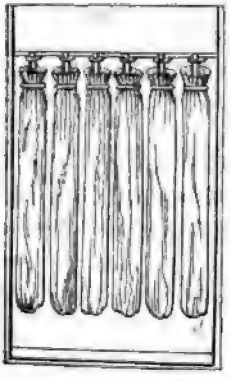
Raspation
Pression
Défécation

Filtration simple
Concentration
Filtration décolorante
Cuite
Refroidissement
Mise en formes
Clairçage
Grenage

La betterave est râpée à l'aide d'une râpe cylindrique, tournant s posé horizontalement. Cette râpe, qui se meut avec une grande vitess betterave avec une extrême rapidité et la réduit en pulpe assez fine ainsi obtenue est introduite dans des sacs ou placée sur des carrés de dont on relève les bords, et soumise ensuite à l'action d'une forte pres teraves du département du Nord, qui sont grosses et riches en suc, ainsi 0,70; les betteraves des environs de Paris, qui sont plus pe fibreuses, n'en donnent qu'environ 0,65. En déplaçant les sacs et en tant à une nouvelle pression, les premières betteraves donnent en 0,06 de suc, et les secondes seulement 0,04. Si, avant de soumett de betterave à une seconde pression, on la chauffe fortement à l'aide aqueuse, après l'avoir renfermée dans une caisse, on obtient jusqu suc des betteraves du Nord et jusqu'à 0,78 de celles de Paris.

Le suc de la betterave est essentiellement formé d'eau contenant de sels en dissolution ; de l'albumine en suspension et quelques autres riables ou mal déterminées jusqu'à ce jour. Ce suc, dans l'état norm papier de tournesol, lorsqu'il est alcalin; ce qui est heureusement for est dû à ce qu'il provient de betteraves altérées.

Pour *défléquer* le suc de la betterave, on le chauffe dans une chau peur jusqu'à la température de + 60° et l'on y ajoute alors un lai formé avec environ 500 grammes de chaux vive par hectolitre de liqu de temps, l'albumine s'unit à la chaux et devient absolument inso

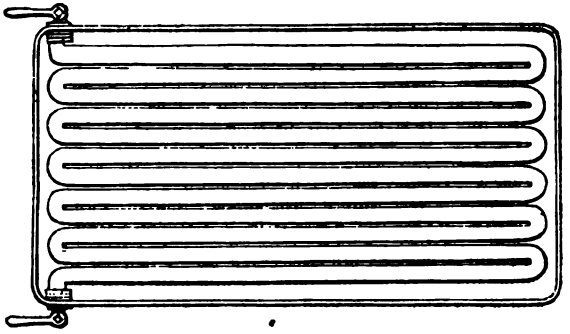


albumine traverse le liquide pour s'en le clarifie parfaitement si la betterave ét nature et si la chaux a été employée en convenable.

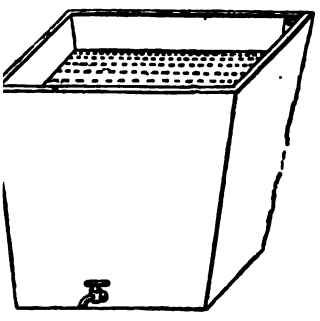
Le suc défléqué est *filtré* dans des filtres de là passé sur des filtres de charbon a déjà servi pour le sirop.

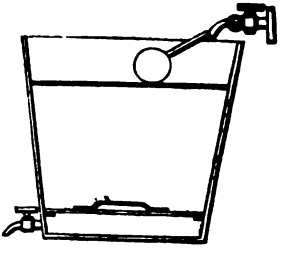
Le suc ainsi filtré est *concentré* par l'é Les chaudières à serpentin conviennent pour cette opération.

Les figures suivantes représentent: l'u poches qui est très remarquable par la gr de surface filtrante qu'il développe d espace; l'autre, une chaudière à serpent



rrive quelquefois que le suc de betterave, concentré jusque vers 27° de
ètre de Baumé, donne naissance à une matière insoluble qui forme un
très considérable et que l'on est obligé de laisser déposer dans des réser-
de le décanter, quelquefois même de le clarifier.
ès la concentration, le suc de betterave, devenu alors un sirop, est filtré sur
rbon animal. Le filtre Dumont est employé généralement pour cet usage.
ne caisse cubique ou représentant la forme d'une pyramide tronquée et ren-
, ayant près de son fond un diaphragme percé de trous sur lequel on dé-
ne toile humide. L'espace libre, existant entre le fond de la caisse et le
agme, communique avec l'air extérieur par un petit tube situé dans un des
verticaux interne de la caisse, afin de donner lieu à l'écoulement de l'air
: le sirop descend jusque dans cet espace. Le filtre est rempli de charbon
humide, concassé en grains. Ce charbon est recouvert d'une toile sur la-
on verse enfin le sirop. Celui-ci, en s'écoulant pour arriver dans la partie
ure du filtre, déplace l'eau du charbon, de manière que le filtre laisse
l couler de l'eau sale, puis de l'eau, enfin de l'eau sucrée et ensuite
p.
deux figures suivantes représentent le filtre Dumont : le premier est en
ctive, le deuxième est une coupe donnant une idée de sa disposition in-
e.





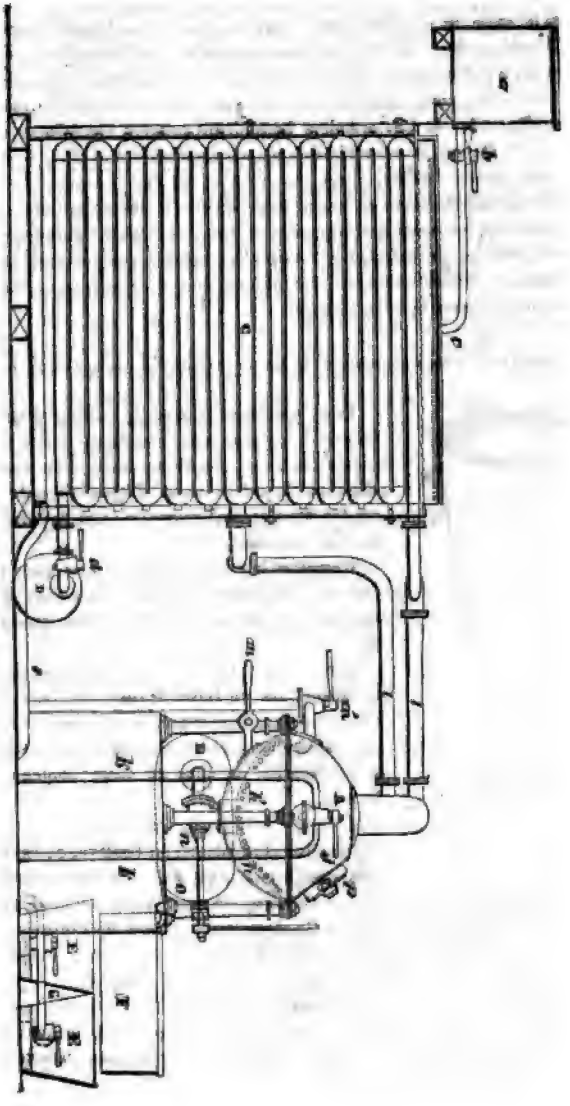
La deuxième figure donne l'indication d'un robinet qui communique avec un réservoir à sirop et peut s'ouvrir et se fermer sous l'influence du sirop contenu dans le filtre qui soulève la sphère de métal creuse qui fait tourner une clef horizontale placée dans le robinet. De cette manière, le filtre est toujours alimenté convenablement et sans que l'on ait besoin de s'en occuper.

Les sirops, purifiés par la filtration sur le charbon animal, sont soumis à la *cuite;* c'est-à-dire qu'on les réduit par une évaporation rapide jusqu'au point de se prendre en masse cristalline par le refroidissement.

On emploie pour cette opération des chaudières à feu nu et à bascule, dont je ne puis recommander l'usage; ou des chaudières à serpentin, comme celle qui a été figurée en parlant de la concentration.

Une partie notable de sucre se trouve détruite dans cette opération à cause de la température élevée qu'il faut atteindre; aussi emploie-t-on de préférence les appareils dits à *cuire dans le vide*, mais qui permettent seulement d'opérer sous une faible pression. Parmi les divers appareils qui ont été proposés, celui de Degrand paraît mériter la préférence, au moins est-il plus employé que les autres. La figure suivante le représente.

Cet appareil se compose d'une chaudière évaporatoire A et d'un réfrigérant C. La chaudière est complétement close et a la forme d'une sphère. Elle est chauffée intérieurement par un tube en serpentin *h h'*. Pour y faire le vide, on introduit de la vapeur d'eau par un tube *m'* qui chasse tout l'air contenu dans l'appareil et qui va sortir par un robinet placé sur la sphère D qui est à l'extrémité inférieure du serpentin C. Le sirop monte dans la chaudière par la pression de l'air en traversant les tubes *k*. Lorsqu'il est cuit, on le fait écouler par la partie inférieure de la chaudière dans un espace H, O, où l'on a fait le vide d'avance, afin que l'air ne rentre pas dans cette chaudière. On voit dans la chaudière par des ouvertures fermées au moyen de glaces. Un tube latéral, communiquant avec l'intérieur de la chaudière, indique le niveau du sirop qui s'y trouve. Un robinet, à demi perforé et placé à la partie inférieure de la chaudière, sert pour en extraire du sirop sans y laisser rentrer d'air. La vapeur, provenant de l'évaporation du sirop, traverse le vaste serpentin *c* et s'y trouve condensée par du suc de betteraves qui s'écoule du réservoir *a*. Ce suc est ainsi porté à une température assez élevée, de telle manière que la chaleur employée à l'évaporation est utilisée deux fois.

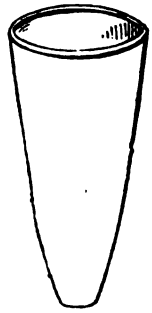


En cuisant les sirops de betteraves à l'air libre, leur température peut s
+ 112° à + 116° selon leur plus ou moins grande pureté. Dans l'
Degrand, cette température est beaucoup plus basse : si la condensation
par le jeu d'une pompe aspirante, elle peut ne pas dépasser + 40°.

Après la cuite, le sirop est versé dans un grand vase nommé rafraî
Lorsqu'il commence à donner des grains cristallins, on le verse dans de
coniques et on l'abandonne à la cristallisation. La température à laquelle
apparaît varie beaucoup. Plus le sucre est pur, plus elle est élevée; moi
pur, plus elle est basse. Les premiers bons sirops peuvent commencer à
ser à + 106°. Quand la cristallisation n'a pas commencé à + 65°, le si
donner une *preuve* difficile, il est peu riche et on doit l'*amorcer;* c'
qu'il faut y ajouter du sucre en grains pour faciliter la cristallisation.

Les *formes* ou les vases qui reçoivent le sirop cuit sont coniques e
d'un trou à leur partie inférieure. Ce trou est bouché avec un petit ta
linge. Quand la cristallisation est opérée, on enlève ce tampon et l'on
forme sur un *pot* pour la faire égoutter.

Les figures suivantes représentent la *forme* et le *pot* en terre cuite.



Dans quelques fabriques, surtout dans
fineries, les pots sont remplacés par des
percées de trous, situées au-dessus d'un plan
cliné sur lequel le sirop d'égout s'écoule
rendre dans un seul réservoir (Cet appareil
M. Leroux-Dufié).

L'*empli* et la *cristallisation* se font dans u
dont la température doit être au moins d
et dans laquelle il ne doit y avoir aucun
d'air.

Dans bien des fabriques, lorsque les for
égouttées, on en retire le sucre, on le des
des claies dans une étuve, on l'égrène et o
aux raffineurs. Dans d'autres fabriques, on
une opération de plus au sucre contenu
formes.

Le sucre de la partie supérieure des for
couche lisse et résistante; on l'enlève, on égal
face sous-jacente, cela s'appelle *faire le fon*
y verse du sirop de sucre aussi pur que p
saturé à la température de l'étuve. Ce sirop porte le nom de *Claire;* i
cristaux de sucre, chasse devant lui les produits du lavage et donne ainsi
plus pur. Ce sucre est égoutté de nouveau, desséché et égrené.

On a cherché à faire du sucre de betteraves à l'aide de procédés qui
essentiellement de celui qui vient d'être décrit. Cependant, ceux q
proposés ou mis en pratique ne diffèrent guère que par les moyens empl
extraire le suc de la betterave.

Pour avoir de plus amples renseignemens, on pourra consulter une
que j'ai publiée sur ce sujet et qui a pour titre : *Du sucre et de sa fabri*

La *raffinage* du sucre consiste à le dissoudre dans l'eau, à le trait

charbon animal pour le décolorer, à clarifier le sirop qui en résulte, à le cuire et le faire cristalliser dans des formes comme cela vient d'être dit.

Lorsqu'on raffine le sucre, au lieu de le *claircer*, on le terre. Cette opération consiste à recouvrir les formes pleines de sucre, après en avoir *fait les fonds*, avec une bouillée faite avec de l'argile plastique délayée dans de l'eau. Cette terre abandonne de l'eau peu-à-peu. Cette eau se sature de sucre et forme ainsi une espèce de clairce qui nettoie les cristaux. Dans la fabrication du sucre indigène, comme dans le raffinage, on cuit les sirops d'égout tant qu'ils donnent du sucre par la cristallisation. Lorsqu'ils n'en donnent plus, ils forment la *mélasse*.

La mélasse de canne, délayée dans de l'eau et mise en contact avec de la levure de bière, subit la fermentation alcoolique et donne une espèce de *rhum* par la distillation.

Depuis quelques années, M. Dubrunfaut a employé les mélasses de betterave pour faire non-seulement de l'alcool, mais aussi de la potasse.

Le *sucre candi* est fait avec du sirop de sucre moins cuit que le sirop qui donne le sucre en pain, que l'on verse dans des vases hémisphériques, traversés par des fils allant d'une paroi à l'autre. Le sucre cristallise et se dépose tout à-la-fois sur les parois des vases et sur les fils qui les traversent.

Le *sucre d'orge* est fait avec du sirop que l'on évapore jusqu'à ce qu'il ne s'y trouve plus d'eau. On le coule sur un marbre, on le divise en morceaux et on le moule immédiatement en petits cylindres.

SUCRES INCRISTALLISABLES.

Le sucre contenu naturellement dans les fruits sucrés, la majeure partie de la mélasse, le sucre de canne soumis à l'influence de l'eau, d'un ferment et d'une température convenable, sont des sucres incristallisables; mais on n'a pas encore pu démontrer, d'une manière incontestable, s'ils sont tous identiques ou s'ils sont de natures différentes.

CARPOMEL, B.—*Sucre de fruits, chulariose*, Soub. $C_{12}H_{12}O_{12}$, B., Mitsch, Soub. Ce sucre existe dans le suc récent du raisin. Pendant long-temps on l'a confondu avec le glucose qui portait, par cela même, le nom de sucre de raisin; M. Biot, en observant ce suc à l'aide de ses instrumens de polarisation circulaire, a vu qu'il déviait le plan de polarisation vers la gauche, et qu'il se distinguait, par cela même, du sucre de raisin cristallisé qui est identique avec le glucose. Il forme une partie du miel et peut être obtenu artificiellement en ajoutant de la levure de bière à une dissolution de sucre, à une température de $+ 15°$ à $+ 25°$, et filtrant la liqueur quand la fermentation est établie: il demeure en dissolution dans l'eau. Évaporé au bain-marie ou dans le vide, il passe à l'état solide et forme une

masse amorphe très hygroscopique; redissous dans l'eau, il agit encore sur la lumière polarisée de la même manière qu'avant d'avoir été solidifié; mais si on l'abandonne à lui-même, en présence d'une quantité suffisante d'eau et pendant un temps assez long, il se combine avec 2 équivalens de ce liquide et donne naissance à du glucose cristallisé en globules à structure radiée.

Le sucre de canne se transforme en sucre de fruits avant de se changer en alcool par la fermentation. Il donne encore naissance à ce sucre sous l'influence des sels hydriques. Le miel est formé d'un mélange de carpomel et de glucose; aussi, sa consistance peut-elle augmenter considérablement par la transformation du carpomel en cette dernière substance.

PYROMEL, B.—*Mélasse, sucre liquide.* Ce sucre se produit, lorsque l'on chauffe pendant long-temps une dissolution de sucre, et donne naissance à la mélasse. M. Mitscherlich l'obtient en ajoutant un peu d'eau à du sucre et en le chauffant graduellement dans un bain de chlorure de zinc à + 160°. Ce sucre n'agit point sur la lumière polarisée; il est très sucré, fermentescible et ne prend aucun pouvoir rotatoire pendant la fermentation.

GLUCOSE.

Sucre de raisin, sucre de fécule, sucre d'amidon, sucre de pommes de terre, sucre de diabète.

C_{12} H_{14} O_{14} ou C_{24} H_{28} O_{28}

Corps solide, blanc, cristallisable par l'eau en masses globuleuses à structure radiée. Sa dissolution alcoolique abandonne des cristaux en prismes à bases carrées; son poids spécifique = 1,386. Il est inodore; sa saveur est sucrée, mais beaucoup moins que celles du sucre de canne. Soumis à l'action de la chaleur, il fond au-dessous de + 100°, et perd 2 équivalens d'eau ou environ 0,09, et devient C_{12} H_{12} O_{12} comme le carpomel; lorsqu'on le redissout dans l'eau, il peut recristalliser immédiatement, et ne se comporte pas avec la lumière polarisée comme ce dernier corps; mais comme le glucose qui n'a pas été chauffé. A une température supérieure à + 140°, il se décompose en donnant un produit brun, comme le sucre ordinaire.

Le glucose se dissout plus lentement dans l'eau que le sucre proprement dit; elle en prend 0,635 à + 23°; elle le dissout en toutes proportions, lorsqu'elle est bouillante. L'alcool à 0,85 en dissout le huitième de son poids; l'alcool anhydre ne peut en dissoudre que le vingtième.

La dissolution aqueuse est *dextrogyre;* c'est-à-dire qu'elle dévie vers la droite de l'observateur, le plan de polarisation de la lumière. Ce pouvoir rotatoire n'est pas interverti par la fermentation; seulement, il diminue à mesure que le glucose est détruit pendant l'accomplissement de ce phénomène.

Les sels hydriques dilués sont sans action apparente sur le glucose; le sulfate hydrique le colore à peine, et s'y unit pour former l'acide sulfo-saccharique, qui ne précipite point par les sels plombiques, tandis qu'il détruit et charbone rapidement le sucre ordinaire. L'oxyde hydro-potassique dissous le détruit rapidement, surtout à l'aide de la chaleur; le glucose dissous par l'eau et chauffé avec le bi-oxyde de plomb, donne du formiate bi-plombique, du carbonate plombique et de l'eau. Il se combine facilement avec le chlorure sodique et donne ainsi un composé cristallisable en dodécaèdre isocèle de la formule $C_{24}\ H_{24}\ O_{24}\ Cl\,Na\ 2\ HO$.

Le glucose existe dans les raisins secs et y forme les petites masses cristallines qu'on y observe lorsqu'il est conservé trop long-temps; il fait partie du miel et se trouve dans l'urine des diabétiques; c'est même à cause de cela que depuis peu de temps on a donné le nom de *glucosurie* au diabète.

Il se forme, lorsque l'on traite la fécule, le ligneux ou la lactine par le sulfate hydrique dilué. Il s'en produit encore pendant la réaction du même agent sur la saliciné et la phlorizine; mais il se produit en même temps de la salirétine, dans le premier cas, et de la phlorétine, dans le second. Il se forme peut-être encore, lorsque l'on traite l'empois d'amidon par une infusion de *malt* ou par la *diastase* qui s'y trouve; je dis peut-être, car le sucre, ainsi obtenu, est plus sucré, plus fusible, moins cristallisable et pourrait bien être du carpomel.

Préparation. — Tout le glucose, vendu à l'état solide, est préparé en traitant la fécule par le sulfate hydrique dilué. Le sirop est préparé, tantôt par le sulfate hydrique, tantôt par l'infusion de malt.

1° *Par le sulfate hydrique.* — On emploie pour cette opération une proportion de sulfate hydrique qui peut varier depuis 0,01 jusqu'à 0,04 du poids à la fécule ; plus on en met, plus on abrége l'opération. Le sulfate est dissous dans au moins 100 fois son poids d'eau. La dissolution, ainsi obtenue, est chauffée jusqu'à l'ébullition ; alors on y ajoute lentement la fécule en l'y faisant tomber au travers d'un tamis, afin de la diviser le plus possible, et l'on agite continuellement pour éviter qu'il se forme des grumeaux. Il se produit d'abord de l'empois qui se fluidifie rapidement parce que de la dextrine est formée. Quand la liqueur ne précipite plus par l'alcool, on la sature complétement par la craie. Après la saturation, la liqueur est filtrée et concentrée au point de former un sirop ou de cristalliser par le refroidissement. Dans ce dernier cas, le produit ne contient presque plus d'eau.

Le glucose présente un phénomène remarquable lorsqu'il cristallise : il se dilate tellement qu'il rompt les vases qui le renferment ; au moins, c'est ce qui a toujours lieu, lorsqu'on le coule dans une forme à sucre.

Connaissant la quantité de sulfate hydrique que l'on a employée, il est facile de calculer celle du carbonate de chaux qui sera nécessaire pour le saturer ; mais il faudra toujours en mettre un peu plus à cause de l'humidité qu'il renferme et des petites pierres qui peuvent s'y trouver.

Le ligneux ou le papier et les chiffons qui en sont formés, le sucre et la lactine, traités de la même manière que la fécule, donnent du glucose. Chacun de ces corps s'unit aux élémens de l'eau pour donner lieu à cette transformation, et augmente de poids ; la fécule peut augmenter de 0,1 ; théoriquement elle devrait augmenter davantage ; mais les enveloppes des granules de fécule résistent plus que la partie centrale à l'action du sulfate hydrique, et c'est sans doute la cause qui fait que l'on n'obtient pas tout le glucose que l'on pourrait obtenir.

2° *Par le malt.*— Une partie de malt, infusée dans de l'eau à une température intermédiaire entre + 60 et 70°, mais, ne dépassant pas cette dernière, donne une liqueur qui peut transformer 4 parties de fécule en sucre. L'empois d'amidon est immédiatement détruit par cette infusion, et se trouve

transformé en sucre en quelques heures, si la température du bain est entretenue convenablement.

On reconnaît le glucose dans les urines des diabétiques, à l'aide d'un aréomètre, parce que leur poids spécifique est plus grand que dans l'état ordinaire, à leur saveur qui est sucrée, par l'action de la levure qui fait naître la fermentation alcoolique, par l'observation de la polarisation circulaire dans l'appareil de M. Biot, par l'évaporation qui donne du glucose et des cristaux de glucose combiné ou chlorure sodique. Pour obtenir le glucose, il est indispensable de traiter les urines par le charbon animal, afin de les décolorer.

M. Bouchardat a observé que la quantité de glucose, contenue dans l'urine était en rapport direct avec la quantité d'alimens féculens pris par les malades.

La production du glucose dans cette maladie est sans doute due à ce que la liqueur pancréatique et la salive peut-être, contiennent une quantité surabondante de *diastase*, diastase qui est elle-même une modification de l'albumine. Ainsi, la *glucosurie* a son principe dans une condition anomale de l'albumine.

SUCRE INSIPIDE.

M. le B. Thenard a trouvé, dans certaines urines de diabétiques, un sucre ressemblant au glucose, susceptible de subir la fermentation alcoolique, sous l'influence de la levure de bière, et ne possédant point de saveur sucrée. Cette observation a été faite de nouveau par M. Bouchardat. Il existe donc un *sucre insipide*, un *sucre qui ne possède pas la saveur sucrée!* La rareté de ce sucre, fait qu'il est encore à étudier.

SUCRE DE CHAMPIGNONS.

On avait anciennement donné ce nom à de la *mannite* qui se trouvait dans quelques champignons; mais depuis ce temps M. Wiggers a trouvé un véritable sucre dans le seigle ergoté, en traitant par l'eau son extrait alcoolique. Ce sucre a une saveur sucrée, il cristallise en prismes rhomboïdaux à sommets dièdres. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool; mais insoluble dans le zyméther; sa dissolution aqueuse subit la fermentation alcoolique sous l'influence de la levure de bière. Il est fusible et se détruit par la chaleur, en donnant une espèce de caramel; l'azotate hydrique le transforme en oxalate trihydrique; il ne décompose point la dissolution aqueuse de l'acétate cuprique. Un échantillon impur, soumis à l'analyse par MM. Liebig et Pelouze, a donné $C_{12}H_{13}O_{13}$. Si ce n'est que ce sucre ne détruit point l'acétate cuprique, on pourrait croire que c'est du sucre ordinaire.

Appendice aux saccharés.

Salicine, Phlorizine, Mannite.

La salicine, la phlorizine et la mannite se rattachent aux saccharés par plusieurs réactions: la salicine et la phlorizine donnent du glucose sous l'influence du sul-

fate hydrique; la mannite est un produit dérivé du sucre dans la fermentation visqueuse, par une espèce de réduction; en outre, traitée par l'azotate hydrique, elle donne du succharate hydrique comme le sucre.

Les formules de ces trois corps ne sont pas encore bien assurées, et l'on ne connaît pas, d'une manière certaine, comment ils dérivent du sucre; mais leurs affinités n'en sont pas moins évidentes.

SALICINE.

$C_{26}\,H_{18}\,O_{14}$, G.

La salicine existe dans l'écorce de plusieurs saules et de quelques peupliers. Elle a été découverte par M. Leroux. On l'extrait des écorces qui viennent d'être indiquées ou même des feuilles de saule en les traitant par l'eau bouillante, décolorant la liqueur et la soumettant à la cristallisation. La décoloration peut être obtenue par de la litharge en poudre très fine, que l'on ajoute peu-à-peu en agitant continuellement. La partie de cette substance qui s'est dissoute est ensuite précipitée par le sulfate hydrique et la petite quantité de sulfate de plomb ainsi formée, qui reste dissoute, est précipité par une dissolution de sulfure barytique ajoutée en quantité exactement suffisante : il se fait un précipité de sulfate barytique et de sulfure plombique qui enlèvent complétement le plomb et l'acide sulfurique. La liqueur est ensuite soumise à l'action décolorante du charbon animal, si l'on juge que cela est utile, et on la concentre pour faire cristalliser la salicine qu'elle renferme. On la soumet ensuite à de nouvelles cristallisations pour la purifier complétement si cela est jugé nécessaire.

La salicine est incolore et cristalline; elle forme des masses blanches; elle est inodore et possède une saveur amère; elle fond à + 120° et se décompose à une température un peu supérieure à + 200°; avec les couleurs végétales, elle se comporte comme une substance neutre. Elle ne renferme point d'azote, et sa composition paraît dériver au moins de deux types différens combinés ensemble: $C_{26}\,H_{18}\,O_{14} = C_{12}\,H_{12}\,O_{12} + C_{14}H_6O_2$, ou du carpomel, plus d'un composé isomère avec l'hydrure de benzoïle. Corps qui rappellent deux types, le sucre et les composés salicyliques qui se présentent dans plusieurs réactions de la salicine.

La salicine est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et ne se

dissout ni dans le zyméther, ni dans l'essence de térébenthine. Le tannin, la gélatine et les sels plombiques ne la précipitent point.

Traitée par le sulfate hydrique concentré, la salicine prend une teinte rouge très foncé qui se détruit en ajoutant de l'eau. Le produit, ainsi formé, porte le nom de *sulforufate hydrique*; il forme des sels rouges avec les bases. Le sulfate hydrique dilué transforme la salicine en *glucose* et en *salirétine*.

$$\underbrace{C_{26}\,H_{18}\,O_{14}}_{\text{Salicine.}} + \underbrace{3\,HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{C_{12}\,H_{14}\,O_{14}}_{\text{Glucose.}} + \underbrace{C_{14}\,H_{7}\,O_{3}}_{\text{Salirétine.}}$$

La *salirétine* est une matière insoluble dans l'eau et analogue aux résines. Elle est insoluble dans l'ammoniaque; mais elle se dissout dans l'acétate hydrique, l'alcool, le zyméther et les hydrates potassique et sodique. Le sulfate hydrique concentré la colore au rouge de sang.

L'azotate hydrique faible, à la température ordinaire, l'oxyde et la transforme en *hélicine*.

$$\underbrace{C_{26}\,H_{18}\,O_{14}}_{\text{Salicine.}} + \underbrace{O_{2}}_{\text{Oxygène.}} = \underbrace{C_{26}\,H_{17}\,O_{15}}_{\text{Hélicine.}} + \underbrace{HO.....?}_{\text{Eau.}}$$

L'action de l'azotate hydrique étendue, long-temps prolongée à la température ordinaire, ou plus rapidement par l'ébullition, transforme la salicine en *phénate trinitrique*, selon M. Gerhardt.

La salicine dissoute dans l'eau, sous l'influence de la synaptase, se transforme, en quelques heures, en *glucose* et en *saligénine*.

$$\underbrace{C_{26}\,H_{18}\,O_{14}}_{\text{Salicine.}} + \underbrace{4\,HO}_{\text{Eau.}} + \underbrace{C_{12}\,H_{14}\,O_{14}}_{\text{Glucose.}} + \underbrace{C_{14}\,H_{8}\,O_{4}}_{\text{Saligénine.}}$$

La *saligénine* est cristallisée en grandes tables nacrées. Elle se détruit par l'ébullition dans l'eau; les sels hydriques, étendus d'eau, la transforment en salirétine par la séparation d'un équivalent d'eau; les sels sous-ferriques colorent sa dissolution en bleu d'indigo; les corps oxydans la transforment en *hydrure de salicyle*. L'azotate hydrique en fait du *phénate trihydrique*.

Les corps oxydans transforment successivement la salicine en hydrure de *salicyle* et en *salicylate hydrique*.

Un mélange de bichromate potassique et de sulfate hydrique dilué donne avec la salicine de l'*acide carbonique*, du *formiate hydrique* et de l'*hydrure* de *salicyle*. Ceci constitue même un procédé pour obtenir ce dernier corps; les proportions qui conviennent le mieux, sont : 6 parties de salicine, 6 parties de bichromate potassique, 9 parties de sulfate hydrique et 36 parties d'eau. Le produit est obtenu par la distillation. La salicine donne ainsi le quart de son poids d'hydrure de salicyle. Dans cette opération, il est probable que la partie de la salicine qui donne du glucose par les sels hydriques dilués est celle qui donne l'acide carbonique et le formiate hydrique par l'oxydation; tandis que l'autre partie donne l'hydrure de salicyle.

Fondue avec l'oxyde hydropotassique, elle abandonne de l'hydrogène et donne un mélange de *salicylate* et d'*oxalate potassique*.

L'*hydrure de salicyle* (*salicylol normal* Ger. *acide salicyleux*), que l'on obtient par l'oxydation de la salicine, est remarquable, parce qu'il forme la majeure partie de l'huile volatile de *reine des prés* (*spiræa ulmaria* L.). Il est sous forme d'un liquide incolore, qui devient rapidement rouge au contact de l'air et redevient incolore par la distillation; il possède une odeur particulière, analogue à celle des amandes amères; son poids spécifique = 1,173 à + 13° 5; il bout à + 196° 5 et donne une vapeur dont le poids spécifique = 4,276. Il est soluble dans l'eau et très soluble dans l'alcool et le zyméther. Il est neutre aux réactifs colorés et prend une couleur violette foncée par les sels sous-ferriques.

L'hydrure de salicyle paraît avoir une composition identique à celle du benzoate hydrique : sa formule serait donc : $C_{14}\,H_6\,O_4$. Il décompose les carbonates natroïdiques, et donne ainsi des espèces de sels; de là le nom d'*acide salicyleux* qui lui a été donné.

Les chloroïdes peuvent remplacer 1 équivalent d'hydrogène dans ce produit et former ainsi des composés qui lui sont équivalens : $C_{14}\,H_5\,X\lambda\,O_4$. Sous l'influence des agens oxydans très énergiques, tels que l'oxyde hydropotassique, il donne naissance à des *salicylates* : $C_{14}\,H_5\,\Delta\,O_6$.

Les *salicylates*, dont la composition vient d'être indiquée d'une manière générale, forment un groupe de sels particuliers. Le salicylate hydrique est solide et cristallisable, il peut être sublimé sans altération; il est très soluble dans l'eau bouillante, est beaucoup moins soluble dans l'eau froide, et très soluble dans l'alcool et le zyméther. Il rougit le tournesol et décompose les carbonates avec effervescence. Distillé avec la chaux, il donne naissance à de l'acide carbonique et à du phénate hydrique. Sa dissolution aqueuse devient d'un noir violet, lorsqu'on y ajoute un sel sous-ferrique.

On peut obtenir le salicylate hydrique en décomposant le salicylate potassique par le chlorure hydrique en présence de l'eau chaude : il cristallise par le refroidissement.

PHLORIZINE.

La phlorizine a été découverte par MM. de Koninck et Stas dans l'écorce des racines de quelques arbres de la famille des rosacées, tels que le poirier, le pommier, le cerisier et le prunier. Elle ne contient point d'azote, et l'hydrogène s'y trouve en quantité plus que suffisante pour réduire l'oxygène en eau. Quoiqu'elle ait été soumise à l'analyse un grand nombre de fois, et par des chimistes très habiles, on n'a pas encore pu fixer sa formule d'une manière décisive, et cela tient à ce que l'on ne connaît point encore un nombre assez considérable de ses combinaisons.

Lorsqu'on la chauffe, elle perd de l'eau. La moyenne de plusieurs expériences assez concordantes donne pour sa composition :

	Phlorisine cristallisée.	Phlorisine desséchée.
Carbone	0,54	0,572
Hydrogène	0,06	0,058
Oxygène	0,40	0,370

Des analyses de la phlorizine, on a tiré les formules :

Mulder, Erdmann, Otto	$C_{42}H_{23}O_{18}$	et	$C_{42}H_{29}O_{24}$
Stas	$C_{32}H_{18}O_{15}$	et	$C_{32}H_{21}O_{18}$
Gerhardt	$C_{24}H_{14}O_{12}$	et	$C_{24}H_{16}O_{14}$

Aucune de ces formules n'est certaine.

Les écorces indiquées précédemment, traitées par de l'alcool faible et celui-ci mis à la distillation afin de ne point le perdre, donnent un résidu dont la phlorizine se dépose sous forme de cristaux capillaires. On la redissout et on la traite par le charbon animal afin de la blanchir; enfin on la fait cristalliser de nouveau.

La phlorizine est cristallisée en filamens capillaires, d'aspect soyeux et blancs lorsqu'on les examine en masse. Son poids spécifique = 1,4298. Chauffée à + 100°, elle perd 0,076 d'eau; elle fond vers + 110° et se fige vers + 130° pour se fondre de nouveau à + 160° (1). A + 200°, elle perd encore de l'eau et laisse un résidu de *rufine* d'une couleur rouge. A une température plus élevée, la rufine elle-même se détruit et donne un résidu charbonneux.

La phlorizine est très soluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool à 0,80; elle est peu soluble dans l'eau froide et presque insoluble dans le zyméther. Les sels métalliques, dilués, le transforment lentement à froid et plus rapidement à chaud en *glucose* et en *phlorétine*. L'azotate hydrique la transforme en *oxalate hydrique* et en *azophlorétate hydrique* (acide nitrophlorétique, Lieb.; acide phlorétique, Mul.). La solution aqueuse de phlorétine est précipitée par l'acétate triplombique;

(1) Ce phénomène n'est pas ordinaire, et la première fusion pourrait bien être ce qu'on appelle une *fusion aqueuse*.

XIe GROUPE.

CITRÉS.

Citrates. — Aconitates. — Itaconates. — Citraconates.

Malates. — Maléates. — Fumarates.

Les produits du premier groupe peuvent dériver les uns des autres pa
réactions fort simples. Ceux du deuxième groupe dérivent aussi les uns des a
ils ont encore une grande analogie de composition avec les précédens; en o
ils se trouvent souvent ensemble dans la nature, et l'on serait tenté de croire
se transforment facilement les uns dans les autres; ainsi le citrate et le m
hydriques existent, tantôt réunis, tantôt séparés, dans la plupart des fruits
et sucrés de la famille des rosacées; et, de plus, ils présentent une compo
isomérique dans bien des circonstances.

Les citrés se rattachent intimement aux saccharés et par leur composi
parce que, dans la nature, ils semblent passer des uns aux autres; c'est ain
des pommes, des poires, des nèfles, des groseilles, rendues acerbes par le
hydrique, peuvent devenir des fruits sucrés par la maturation ou la cuiss
grosses poires, dites *poires de livre*, perdent aussi leur saveur acerbe et devi
très sucrées par la coction. Dans ces réactions remarquables, les fruits d
perdre de l'oxygène et s'unir aux élémens de l'eau; car les citrates ou les m
contiennent une fois moins d'hydrogène que le sucre de fruits par une
quantité de carbone; on a donc : $C_{12} H_6 O_{12} + 6\,HO = C_{12} H_{12} O_{12} +$
ou bien un autre produit leur cède l'hydrogène qui leur manque : $C_{12} H_6$
$+ 6\,H = C_{12} H_{12} O_{12}$.

CITRATES.

La composition pondérale des citrates est bien connue; mais leur consti
relative est loin de l'être au même point. Pendant long-temps, on a pensé
citrates avaient pour formule générale $C_4 H_2 \Delta O_5$; mais la découverte suc
de plusieurs autres composés a conduit à multiplier l'équivalent de ces sels
considérer comme polybasiques. Selon M. Liebig, la molécule des citrates c
12 équivalens de carbone et est par conséquent triple de la précédente. Le
duits de la distillation des citrates, rendent cette opinion plus probable
précédente; cependant, la préparation et l'analyse du citrate éthérique, ent
par M. Malaguti, exprès pour juger cette question, a donné un résultat en
de la première ou $C_4 H_2 O_4$, $C_4 H_5 O$. Toutefois, M. Liebig considère ce
comme contenant 3 équivalens d'éther et rentrant dans le cas précédent. I
paraît très positif dans tout ceci, c'est que l'acide citrique paraît avoir plu

tés de saturation et qu'il paraît ainsi former, en se pénétrant ou en se blant, plusieurs composés isomériques.

a citrate hydrique est abondant dans la nature, et c'est lui sert pour préparer tous les autres. Il existe dans les fruits aurantiacées et leur communique leur saveur acide; il en e encore beaucoup dans les groseilles où il est accompa- de malate hydrique. Dans les fruits des *prunus padus et us*, L.; dans les fraises, la frambroise, le *cratægus aria*, le *um dulcamara*, L.; le *capsicum annuum*, L. et probable- t dans le fruit de la tomate. On le trouve encore dans l'*aco- m lycoctonum*, L.; l'*helianthus tuberosus* et l'*isatis tinctoria*, etc.

e citrate hydrique du commerce est généralement en oc- res symétriques ou en demi-octaèdres creusés en trémies sous du pointement. On le rencontre encore sous d'au- formes plus ou moins compliquées.

e citrate cristallisé par l'évaporation spontanée de sa disso- n, perd 0,09 d'eau lorsqu'on le chauffe (1 équivalent e 12 de carbone dans le produit). Dans l'eau à + 100°, oduit cristallise avec la composition que possède le sel dent après qu'on l'a desséché. Il fond à + 130° sans rien re de son poids. Ces citrates possèdent la saveur acide la pure et la plus agréable.

e citrate hydrique est soluble dans un poids d'eau égal au et ne donne de beaux cristaux que par une évaporation dans une étuve.

a distillation du citrate hydrique a été étudiée par plu- s chimistes, tels que MM. Boullay, Lassaigne, Baup, quet et Crasso; elle donne naissance à plusieurs compo- emarquables : l'*aconitate*, l'*itaconate* et le *citraconate iques*. Sa dissolution, versée dans de l'eau de chaux, n'y point naître de précipité à froid; mais il s'en forme un l'ébullition, si cette dernière est en excès. Ce précipité est ble dans l'azotate hydrique; il est vivement détruit par de hémi-mercurique et par le bioxyde manganique; il uit le chlorure aurique sans donner lieu à un dégagement az.

e citrate calcique est insoluble et se change en citrate ba- par des lavages trop répétés. On le prépare afin d'obte- e citrate hydrique.

Le citrate hydrique est généralement extrait du su
citron.

M. Tilloy de Dijon a fait voir que l'on pouvait l'extr
avec avantage du suc de la grosseille.

Afin d'en extraire le citrate hydrique, le suc de citro
abandonné à la décomposition spontanée : il s'éclaircit a
quelques jours. On le fait chauffer et on le sature avec d
craie dont on pèse d'avance une quantité plus que suffisa
Lorsque la saturation est opérée, on pèse le restant de la c
pour savoir combien on en a employé. Le citrate est lav
l'eau jusqu'à ce que les eaux de lavages ne soient plus colo
et on le décompose par un poids de sulfate hydrique, é
celui de la craie qui a servi à le former. Ce composé doit
étendu de 4 à 5 parties d'eau avant d'en faire usage.
liqueur est ensuite filtrée et soumise à l'évaporation
une étuve pour faire cristalliser le citrate.

On suit le même procédé pour extraire le citrate hydr
des groseilles, seulement, afin d'utiliser le sucre que les
renferme. On sommet celui-ci à la fermentation et on le
tille pour recueillir de l'alcool. Le suc de groseilles conti
du malate hydrique, qui donne du malate calcique so
dans l'eau et qui est extrait par des lavages, le poids
quantité de craie employée ne peut plus indiquer cel
sulfate hydrique qu'il faut ajouter. Une partie de c
calcique desséché exige alors à-peu-près la moitié de son
de sulfate. La groseille donne environ 0,10 d'alcool et 0
citrate hydrique.

ACONITATES, ITACONATES ET CITRACONATES.

ACONITATES. $C_8\,H_2\,\Delta\,R\,O_8$ (1). L'aconitate hydrique existe naturelle
l'*aconitum napellus*, *L.*, selon M. Peschier, et dans l'*equisetum fluviati*
M. Braconnot ; il est aussi un des produits de la destruction du citrate
par la chaleur, comme cela a été dit précédemment. C'est de là que lui
les noms d'*acides aconitique*, *équisétique* et *citridique*.

Le citrate hydrique, soumis à l'action de la chaleur, abandonne de

(1) Les chimistes admettent généralement $C_4\,HAO_4$; mais la formule C_8
a été adoptée en attendant qu'on la confirme, parce que les sels hydriqu
doublent généralement par la chaleur, au lieu de se pénétrer ; comme cel
avoir lieu pour produire les itaconates et les citraconates qui contiennent
équivalens de carbone.

de et de l'acide carboniques et de l'acétone ; le résidu de la cornue est l'aco- e hydrique. Lorsque l'on chauffe ce dernier produit, il donne naissance à deux eaux produits volatils qui se condensent dans le récipient : l'*itaconate* et le *conate hydriques*. Le premier cristallise et le second demeure liquide.

aconitate hydrique impur, résidu de la distillation du citrate hydrique, est é par l'alcool bouillant et un courant de gaz chlorhydrique : il se forme de nitate éthérique que l'on sépare par l'eau et que l'on décompose ensuite par dissolution d'oxyde hydropotassique, on a alors de l'aconitate potassique, l'on peut décomposer par un sel plombique soluble. En suspendant ce der- corps dans l'eau, et, en le décomposant par le sulfure hydrique, on obtient ulfure plombique insoluble, et de l'aconitate hydrique dissous dans l'eau. On tient par évaporation. Il est en masse blanche, mamelonnée ou en petites lles, inodore, d'une saveur astringente. Il se dissout facilement dans l'eau et le double de son poids d'alcool.

ITACONATES, Liebig. $C_5\ H_2\ \Delta\ O_4$. L'*itaconate hydrique* (*acide pyrocitrique*, igne, et *acide citricique*, Baup) est le produit solide de la distillation de nitate hydrique. Ce produit est dissous dans l'eau bouillante et soumis à la tallisation. Après une purification convenable, il est en octaèdres symétriques en lamelles rhomboïdales ; il est incolore et possède une saveur très acide ; uffé à 120°, il ne perd rien de son poids ; il fond à + 160°, abandonne de u et donne un liquide qui est l'acide *citraconique anhydre ;* chauffé davantage, e volatilise entièrement. L'eau en dissout le 17e de son poids à + 10°, le 10e + 20° et beaucoup plus lorsqu'elle est bouillante ; l'alcool à 0,88 en dissout le art de son poids ; le zyméther peut aussi le dissoudre. Il fait naître un précipité s les sels plombiques neutres ou acides, et il communique une teinte rouge aux s de fer. Les itaconates barytique et argentique sont solubles dans l'eau ; le mbique y est insoluble.

CITRACONATES, Liebig $C_5\ H_2\ \Delta\ O_4$ (*comme les itaconates*). L'acide citracoui- anhydre (acide citribique, Baup), obtenu comme il a été dit précédemment, un liquide limpide, d'une couleur légèrement ambrée, son odeur est empy- matique ; sa saveur est très âcre ; son poids spécifique = 1,247 à + 14° ; il ut à + 212° et distille sans altération. Il s'unit lentement à l'eau et finit par nner du citraconate hydrique cristallisable en prismes aiguillés, fusible à + 80° décomposable par la chaleur en eau et en acide anhydre.

MALATES.

$$C_3\ H_4\ \Delta\ R\ O_{10} = C_8\ H_4\ O_8\ ;\ \Delta O,\ RO.$$

Le malate hydrique existe abondamment dans la nature ; l'y rencontre dans une grande quantité de fruits, princi- lement de la famille des rosacées, auxquels il communique ne saveur acide et acerbe. Il existe encore dans les tiges de rhubarbe et dans le suc de la pomme de terre. On le trouve ondamment *à l'état de malate hydrocalcique* dans le suc de joubarbe (*sempervivum tectorum*, L.). On l'extrait ordinai-

rement du suc de cette dernière plante ou du fruit du sorbier, cueilli un peu avant sa maturité. Ces fruits sont pilés dans un mortier de bois; on en extrait le suc et on le sature incomplétement par un lait de chaux à la température de l'ébullition: il se forme un précipité de malate bi-calcique que l'on extrait avec soin et l'on continue la saturation. Le malate bicalcique est ensuite dissous dans l'azotate hydrique dilué au dixième bouillant : par le refroidissement, il se forme des cristaux de malate hydro-calcique. Ces cristaux sont solubles dans l'eau, décomposés par une dissolution d'acétate plombique, ils donnent un précipité abondant de malate biplombique. Ce précipité, tenu en suspension dans l'eau et décomposé par un courant de sulfure hydrique, donne du malate hydrique dissous, que l'on obtient par filtration et évaporation. Ce malate sert pour préparer tous les autres.

Le malate hydrique cristallise très difficilement en petites houppes ou en petits rameaux feuilletées. Il n'a point d'odeur, sa saveur et très acide. Chauffé à + 120°, il a pour composition $C_8 H_6 O_{10}$. Il est hygroscopique, très soluble dans l'eau et dans l'acool. Tenu en fusion pendant quelque temps, il se transforme en *fumarate hydrique*. Soumis à la distillation, il donne du *maléate hydrique*, et le résidu donne du fumarate par le mode de formation qui vient d'être indiqué; aussi, en obtient-on d'autant moins que l'évaporation est plus rapide. Le malate hydrique donne du fumarate hydrique par l'azotate hydrique très concentré; le dernier produit de la réaction est de l'oxalate trihydrique.

Les malates sont bibasiques; ils sont pour la plupart solubles dans l'eau. Celui de plomb ne l'est pas. Il cristallise en houppes soyeuses *caractéristiques*. L'eau de chaux, ajoutée à une dissolution de malate hydrique, ne la trouble ni à chaud ni à froid. Ce malate ne trouble pas non plus les dissolutions des azotates plombique, argentique et barytique; mais il trouble celle de l'oxalate mercurique. Le malate ammonhydrique est remarquable, parmi les autres malates, par la facilité avec laquelle il cristallise.

Les maléates et les paramaléates sont isomériques; mais les paramaléates sont unibasiques et les maléates sont bibasiques; c'est-à-dire que ces derniers composés sont doubles des premiers; au moins c'est ce qui résulte des observations de M. Th. Rieckher d'une part et de M. Büchner jeune, d'autre part.

MALÉATES ET PARAMALÉATES.

E HYDRIQUE (acide maléique, Pelouze), $C_8 H_4 O_8 = C_8 H_2 O_6$, 2 HO. é est solide et cristallisé en lamelles ou en prismes obliques; sa saveur agréable. Soumis à l'action de la chaleur, il se transforme peu-à-peu en ou paramaléate hydrique. Il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; il point l'eau de chaux; mais il trouble l'eau de baryte et donne un pré- c qui prend rapidement l'aspect cristallin; ce précipité est soluble dans le, dans l'eau de baryte et par le maléate hydrique. Avec le plomb, n précipité caillebotté qui se change en petites lamelles micacées.

LÉATE HYDRIQUE (acide paramaléique, Pelouze; acide fumarique, De- $C_4 H_2 O_4 = C_4 HO_3$, HO. Ce composé est le produit de l'action ur sur le maléate hydrique. La transformation a lieu sans que le poids de ange, et par une modification isomérique, produite par le simple partage cule en deux parties égales. Il existe encore dans le suc de la fumeterre : le plombique, ce suc donne un précipité de fumarate plombique, qui sert ir le fumarate hydrique en le décomposant par le sulfure hydrique. Ce rencontre encore dans le lichen d'Islande. Il est cristallisé en lamelles qui + 200° sans entrer en fusion et qui exigent 200 parties d'eau pour se dis- orme, avec les dissolutions d'argent, un précipité encore moins soluble orure de ce métal; aussi, fait-il naître un trouble dans une liqueur où l'on a ajouté du chlorure hydrique en excès. Il ne fait naître de pré- ns les eaux de chaux, de baryte, ni de strontiane, mais il en fait naître s de plomb. Ce précipité est soluble à chaud et donne des indices de on par le refroidissement.

Les citrés présentent la série suivante :

que anhydre, Liebig	$C_{12} H_5 O_{11}$
	$C_{12} H_5 \Delta O_{12}$, KO, DO
	$C_{12} H_5 \Delta O_{12}$, 2 ΔO, ΔO, (HO1)
rique cristallisé à la temp. ordinaire	$C_{12} H_6 O_{12}$, 2 HO, 2 HO
sséché à + 100°	$C_{12} H_6 O_{12}$, 2 HO
lisé par refroidissement	$C_{12} H_6 O_{12}$, 2 HO, HO
	$C_8 H_2 \Delta RO_8$
	$C_5 H_2 \Delta O_4$
onique anhydre	$C_5 H_2 O_3$
(comme les itaconates)	$C_5 H_2 \Delta O_4$

1, p. 430.

Acide malique anhydre, hypoth. Lieb.	$C_8 H_4 O_8$
Id. an.	$C_{16} H_8 O_{16}$? (1)
Malates	$C_8 H_4 \Delta R O_{10}$
Malate hydrique	$C_8 H_6 O_{10}$
Maléates	$C_8 H_2 \Delta R O_8$
Maléate hydrique	$C_8 H_4 O_8$
Paramaléates (hémi-maléates)	$C_4 H \Delta O_4$
Paramaléate hydrique	$C_4 H_2 O_4$

(1) Cette seconde formule est beaucoup plus probable que la précéde

XII^e ORDRE.

TARTRÉS.

Tartrates. — Tartrélates. — Tartralates. — Pyrotartrates. Paratartrates.

Les tartrates et les paratartrates hydriques, qui sont les principaux produits de ce groupe, existent naturellement dans le raisin. Le tartrate hydrique a été trouvé dans bien d'autres produits végétaux tels que le tamarin, les mûres, l'ananas, l'oseille, le *rheum rhaponticum*, L. etc.

Les tartrates et les paratartrates sont isomériques. Les autres produits sont des dérivés chimiques.

TARTRATES.

$C_8 H_4 AR O_{12}$.

Les tartrates sont bibasiques et peuvent être représentés par la formule générale ci-dessus indiquée; cependant les tartrates contenant les élémens des composés $\Delta_2 O_3$, renferment moins d'hydrogène, comme cela a lieu dans l'émétique.

TARTRATE HYDRIQUE. — *Acide du tartre, acide tartarique, acide tartrique* $C_8 H_6 O_{12} = C_8 H_4 HH O_{12}$. Ce composé a été découvert par Schéèle. On l'obtient en décomposant le tartrate calcique par le sulfate hydrique, de même que s'il s'agissait d'obtenir le citrate hydrique (V. *Tartrate calcique*).

Le tartrate hydrique est solide et généralement bien cristallisé; ses formes dérivent d'un prisme oblique, difficile à déterminer parce qu'il est pyro-électrique et présente des défauts de symétrie. Sa saveur est très acide et moins agréable que celle du citrate hydrique; son poids spécifique = 1,75. Il se dissout dans 1 partie et demie d'eau froide et beaucoup plus dans l'eau bouillante; il est aussi soluble dans l'alcool. Sa dissolution aqueuse ne peut être conservée sans altération. Il est un peu hygroscopique; mais il ne s'altère point dans l'air sec. Lorsqu'on le chauffe, il fond de + 130° à + 140°, perd de l'eau et se change successivement en acide tartralique, en acide tartrélique, et enfin en acide tartrique anhydre,

selon M. Frémy. A une température plus élevée, il noircit et donne une odeur de caramel.

Le tartrate hydrique rougit fortement le tournesol; sa dissolution versée dans les eaux de chaux, de strontiane et de baryte y fait naître un précipité qu'elle peut redissoudre, lorsqu'on l'ajoute en excès. Versée dans une dissolution concentrée d'un sel potassique, elle y fait naître un précipité cristallin de tartrate hydro-potassique qu'un excès ne peut redissoudre. Elle ne fait point naître de précipité dans les dissolutions des chlorures calcique, strontique ou barytique. Chauffée avec le bioxyde plombique, elle donne du formiate et du carbonate plombiques. Chauffée avec l'oxyde hydro-potassique, le tartrate bihydrique donne de l'oxalate et de l'acétate potassiques.

TARTRATE BIFERRIQUE $C_8 H_4 Fe_2 O_{12}$. Sous forme d'une poudre blanche, amorphe; il ne se dissout que dans 112,6 parties d'eau à + 15°. Il se dissout dans les oxydes hydro-natroïdiques en prenant une teinte verte. On l'obtient en versant une dissolution de tartrate dihydrique dans une dissolution de sulfate ferrique : c'est la poudre qui se produit en cette circonstance.

TARTRATE FERRO-POTASSIQUE $C_8 H_4 Fe K O_{12}$. Ce composé est sous forme d'une poudre blanche, cristalline, peu soluble dans l'eau. On l'obtient en traitant le fer métallique par une dissolution bouillante de tartrate hydro-potassique.

TARTRATE SOUS-FERRO-POTASSIQUE $C_8 H_4 Fe_2 K O_{14}$? Soubeiran et Capitaine. Ce composé peut être obtenu en dissolvant l'hydrate de sesqui-oxyde de fer dans une dissolution bouillante de tartrate hydro-potassique. Il est sous forme d'écailles d'un rouge très foncé, presque noir. Sa saveur est douceâtre et astringente, accompagnée de l'odeur propre aux composés de fer. Il est déliquescent et soluble dans 4 fois son poids d'eau. Il est à peine soluble dans l'alcool. Une température de + 130° le décompose; lorsqu'on le chauffe suffisamment, on obtient du fer réduit par les élémens du radical tartrique.

Les *boules de Nancy* sont formées de tartrate hydro-potassique dissous dans une dissolution de plantes vulnéraires, que l'on fait réagir sur le fer métallique au contact de l'air. Selon

MM. Soubeiran et Capitaine, elles sont uniquement formées du tartrate qui vient d'être décrit; cependant leur mode de préparation et leur couleur permettent de penser qu'elles correspondent à un oxyde de fer intermédiaire.

Les *boules de Nancy*, délayées dans de l'eau chargée d'un peu d'eau-de-vie, sont employées à l'extérieur, quelquefois même à l'intérieur, contre les contusions, les foulures, les enflures, etc.

TARTRATES CALCIQUES. — On connaît plusieurs tartrates calciques : le tartrate neutre $C_8 H_4 Ca_2 O_{12}$, 8 HO, le tartrate hydro-calcique $C_8 H_4 Ca H O_{12}$ et des tartrates calco-sodique et potassique.

Le tartrate bicalcique existe dans le tartre brut et provient sans doute des vins dans lesquels il se trouve. Il est quelquefois cristallisé en aiguilles soyeuses. Il est insipide et ne se dissout que dans 600 fois son poids d'eau. Cependant, malgré son peu de solubilité, on le retrouve dans presque toutes les préparations faites avec le tartre, telles que la crème de tartre et l'émétique. Cela est sans doute dû à ce que ce n'est point un tartrate bicalcique, mais un tartrate potassico-calcique, qui existe dans la crème de tartre.

On prépare le tartrate bicalcique pour obtenir le tartrate bihydrique. On l'obtient en saturant le tartrate hydro-potassique, tenu en dissolution bouillante, par de la craie. Il se fait un précipité de tartrate bicalcique, et la liqueur retient du tartrate bipotassique en dissolution. Le tartrate ainsi obtenu, est recueilli par décantation et filtration sur une toile placée sur un châssis. Le tartrate bipotassique, décomposé par une dissolution de chlorure calcique, donne une nouvelle quantité de tartrate bicalcique et du chlorure potassique qui demeure dissous. On les sépare comme dans la première opération.

4 parties de tartrate hydro-potassique exigent une partie de craie pour être décomposées, et les deux portions de tartrate réunies exigent un poids de sulfate hydrique double de celui de la craie employée pour être décomposées.

Les tartrates *bicalcique*, *bi-strontique*, *bibarytique* et *biplombique* sont insolubles ou peu solubles dans l'eau; les tartrates *hydro-calcique*, *strontique*, *barytique ou plombique*, y sont au contraire assez solubles.

TARTRATE BIPOTASSIQUE. — *Sel végétal. Tartre tartarisé.* Il est incolore et cristallisable; sa saveur est amère; il est hygroscopique et se dissout dans 4 fois son poids d'eau à la température ordinaire. Les sels hydriques le décomposent et donnent un précipité de tartrate hydro-potassique qui est promptement détruit par la soude et l'ammoniaque. Lorsqu'on ajoute un peu d'hydrate de chaux à sa dissolution et qu'on les fait bouillir ensemble, ils se prennent sous forme d'une gelée par le refroidissement. L'alumine se dissout avec facilité dans l'eau chargée de tartrate potassique.

On prépare le tartrate bipotassique en ajoutant par petites portions du tartrate hydro-potassique pulvérisé, à une dissolution bouillante de carbonate potassique. Il faut ensuite filtrer la liqueur pour la séparer d'une petite quantité de carbonate calcique, la concentrer fortement et l'abandonner à la cristallisation.

Le tartrate bipotassique a été employé en médecine comme purgatif à la dose de 20 à 40 grammes.

TARTRATE HYDRO-POTASSIQUE. — *Bitartrate de potasse. Crème de tartre* $C_8H_4KHO_{12}$. Composé solide, blanc, cristallisant en prismes obliques à 4 pans très irréguliers, durs, craquant sous la dent, ayant une saveur acide. Lorsqu'on le chauffe, il décrépite légèrement, fond, se boursoufle et se décompose en donnant une odeur de caramel. Le produit obtenu en le chauffant dans un vase fermé porte le nom de *flux noir*, et sert pour réduire des substances minérales par voie sèche. Chauffé au contact de l'air, il forme les *cendres gravelées*. Le tartrate hydro-potassique ne se dissout que dans 184 parties d'eau à + 20° et dans 18 parties d'eau bouillante. Il est insoluble dans l'alcool. On l'emploie en médecine comme purgatif à la dose de 15 à 30 grammes. Il sert pour préparer tous les tartrates. On l'emploie aussi en teinture pour l'application de certaines couleurs; mêlé avec la moitié de son poids de nitre et calciné, il donne du carbonate potassique.

La crème de tartre est le produit de la purification du tartre brut, qui se dépose dans les tonneaux. Pour cette purification on traite le tartre brut par l'eau bouillante et de l'argile. Celle-ci s'empare de la matière colorante. On filtre la dissolu-

bouillante et on la laisse cristalliser par un refroidisse-
t lent. Les cristaux sont lavés et desséchés.

a crème de tartre renferme toujours 0,01 à 0,02 de tar-
e calcique qui l'abandonne difficilement. Peut-être y est-il
tat de tartrate potassico-calcique. Pour la purifier, il faut
lissoudre dans l'eau bouillante, y ajouter un peu de tar-
e bihydrique, qui dissout le sel calcique, et abandonner
iqueur à la cristallisation.

ARTRATE POTASSICO-SODIQUE. — *Sel de Seignette, tartrate potasse et de soude.* $C_8 H_4 K Na O_{12}$, 8 HO. Ce sel a té le nom de Seignette qui l'a découvert en 1672. Il tallise très facilement en gros prismes dérivant d'un prisme angulaire, et ayant souvent un grand nombre de pans. plus ordinairement, il ne se forme que des prismes parta- en deux par un plan passant par l'axe de cristallisation; il résulte un aspect particulier qui a fait dire anciennement ce sel cristallisait en tombeaux. Il a une saveur un peu e; il se dissout dans la moitié de son poids d'eau à la tem- ture ordinaire, et dans le tiers à + 37°, 5. Il fond entre t 80 degrés; le liquide qui en provient bout à 120 degrés; llition s'arrête et reprend à 190 degrés; enfin, le résidu nit à 220 degrés. Il est employé comme purgatif à la dose o à 40 grammes. On le prépare en saturant une dissolu- bouillante de carbonate sodique par du tartrate hydro- ssique réduit en poudre très fine.

ARTRATE BISODIQUE. $C_8 H_4 Na_2 O_{12}$, 4 HO. Ce sel est tallisable; il se dissout dans 5 parties d'eau froide et s beaucoup moins d'eau bouillante. On l'obtient en sa- nt le carbonate sodique par le tartrate hydrique.

ARTRATE HYDRO-SODIQUE. $C_8 H_4 Na H O_{12}$, 2 HO. Ce est cristallisable en prismes à 6 pans; il a une saveur acide, se dissout dans 9 parties d'eau à la température inaire et dans 1 p., 8 d'eau bouillante. Sa solubilité mettrait de le substituer avec avantage à la crème de tre pour l'usage médical. Pour l'obtenir, on sature une solution bouillante de carbonate sodique par du tartrate ydrique pesé d'avance. Quand la solution est opérée, pèse le résidu du tartrate pour savoir combien on en a ployé, et l'on en pèse une quantité égale que l'on ajoute liqueur avant qu'elle soit refroidie.

TARTRATES AMMONIQUES. — *Tartrates d'ammoniaque.* On connaît deux de ces sels : un bi-ammonique, qui retient 2 équivalens d'eau, et un qui est hydro-ammonique et retient 1 seul équivalent d'eau; ils ressemblent beaucoup aux sels correspondans de potasse et se préparent comme les sels sodiques en remplaçant le carbonate sodique par le carbonate ammonique.

CRÈME DE TARTRE SOLUBLE.—En 1732, Lefebvre d'Ursy connut qu'on rendait la crème de tartre soluble en y ajoutant du borax. Une observation toute semblable a été faite par Constantini, et ce produit a été étudié par Meyer, vers 1747. On peut le préparer en dissolvant dans l'eau bouillante 4 parties de tartrate hydro-potassique contre une de borax. Si l'on abandonne la dissolution à elle-même dans un endroit frais et tranquille, on obtient une liqueur qui tient le produit en dissolution et que l'on évapore jusqu'à siccité. Ce produit est incristallisable et déliquescent, sa saveur est moins acide que celle du tartrate hydro-potassique. Il se dissout dans un poids d'eau froide égal au sein et dans la moitié de son poids d'eau bouillante. Sa constitution est mal connue.

On connaît encore un produit qui porte le nom de crème de *tartre soluble* et que l'on obtient en ajoutant du borate trihydrique à de la *crême de tartrate*. On le prépare en dissolvant dans l'eau bouillante un mélange de 3 parties de tartrate hydro-potassique et de 1 partie de borate hydrique.

La dissolution est ensuite évaporée à siccité et réduite en poudre.

Ce composé est anhydre, si l'on compare sa composition à celle des autres tartrates ; cependant, si on le chauffe, il perd encore de l'eau. On n'est pas d'accord sur sa composition et encore moins sur sa constitution. On le pense analogue à l'émétique. Dans ce cas $B_2 O_3$ tiendrait lieu de $Sb_2 O_3$. Les sels hydriques en séparent du borate trihydrique et le *tartrate bipotassique en sépare du tartrate hydropotassique.*

La crême de tartre soluble est employée en médecine, comme un laxatif acide, à la dose de 10 à 20 grammes.

ÉMÉTIQUE.—*Tartrate d'antimoine et de potasse. Tartre stibié. Tartre émétique* $C_8 H_4 O_{10}, KO, Sb_2 O_3$. Ce composé a été découvert par Adrien de Mynsicht en 1631. Il est incolore ou blanc et susceptible de bien cristalliser. Il est probablement

rphe. Celui du commerce dérive d'un prisme oblique. Il nte trois plans de clivage, inégalement distincts. Sa sa- est styptique, piquante, désagréable. Il n'a point d'odeur. ju'on le chauffe brusquement, il décrépite. Vers + 200°, d 2 équivalens d'eau. L'émétique contient alors la même tité d'oxygène que les tartrates ordinaires, et l'équivalent imoine tient lieu de 3 équivalens métalliques, dont 2 d'hy- ne et 1 d'antimoine basique (1). Chauffé fortement en vase il donne un mélange de charbon et d'alliage de potassium ntimoine, qui s'enflamme et qui détone même violemment e contact de l'humidité (Sérullas). Projeté sur des char- ardens, il brûle en scintillant : phénomène que l'on pense la combustion de globules d'antimoine réduits. Il rougit nture du tournesol ; à + 9° il se dissout dans environ 19 es d'eau ; 2 parties 7/8 d'eau bouillante suffisent pour le udre.

a dissolution d'émétique donne des précipités blancs par lorure, le sulfate et l'azotate hydriques. Ces précipités sont els basiques contenant de l'antimoine, combiné avec le tif employé et de l'acide tartrique, peut-être de la crème artre ; la liqueur retient du tartrate neutre antimonico- ssique, et un sel potassique de l'acide employé. L'acétate rique ne trouble point la dissolution d'émétique ; l'acide ique y fait naître un précipité blanc, gélatineux, de ate antimonique ; le sulfure hydrique décompose l'éme- e dissous et donne un précipité *rouge brique*, de sulfan- nite hydrique.

a dissolution aqueuse d'émétique jouit de la propriété re- quable de dissoudre à chaud une quantité d'iode égale à du sel employé ; par le refroidissement, de l'acide anti- ieux se sépare de la liqueur. Le zinc en précipite l'anti- ne sous forme d'une poudre noire.

n prépare l'émétique en faisant réagir la crême de tartre n composé antimonique oxygéné, ou pouvant le devenir en

---

) La formule de l'émétique est alors $C_8\ H_2\ \overline{Sb_2}\ K\ Sb\ O_{12}$. Dans ce cas = 3 *Sb*. Ceci prouve que l'antimoine joue un rôle basique dans l'émétique s'il n'y fonctionne nullement comme acide ; car alors il conserverait la tère propre à $Sb\ O_3$ et ne deviendrait point 3 *Sb* O.

présence de l'eau, tel que l'acide antimonieux, l'acide chlo- antimonieux, la poudre d'algaroth, le verre d'antimoine ou le sulfate basique d'antimoine. Les proportions à employer pour une partie de tartrate; sont : 0,75 d'acide antimonieux; 0,41 de poudre d'algaroth; 0,80 de verre d'antimoine ou 1 de sulfate antimonique basique (1).

Il suffit de faire bouillir un des mélanges indiqués dans 5 fois son poids d'eau pendant une heure, d'agiter souvent et de filtrer, pour obtenir une dissolution d'émétique qui donne des cristaux par le refroidissement. Lorsque l'on emploie le verre d'antimoine, les cristaux sont impurs : il faut les dissoudre dans l'eau bouillante et les faire cristalliser encore une fois. Lorsque l'on emploie ce dernier corps les eaux-mères sont aussi colorées en vert par du tartrate ferro-potassique et l'on peut recueillir sur un filtre un dépôt d'acide silicique hydraté. Ces produits viennent du verre d'antimoine qui retient du fer et de l'acide silicique.

M. Bucholz recommande de mêler ensemble les produits destinés à donner de l'émétique, d'y ajouter assez d'eau pour en faire une bouillie claire et de chauffer le mélange à une température de + 60 à + 70°, en remplaçant l'eau à mesure qu'elle s'évapore, jusqu'à ce que l'on n'y aperçoive plus de grains durs et qu'une partie du mélange se dissolve dans 15 parties d'eau froide. Quand on a obtenu ce résultat, on ajoute de l'eau bouillante en quantité suffisante pour dissoudre tout le produit; on chauffe pendant une demi-heure, on filtre et l'on soumet à des cristallisations réitérées tant qu'il en est besoin.

Il existe deux autres composés que l'émétique, formés d'acide tartrique, de potasse et d'acide antimonieux. Ils ont été observés par M. Knapp. L'un d'eux a été nommé *tartrate neutre d'oxyde d'antimoine et de potasse;* on l'obtient en dissolvant dans l'eau bouillante un mélange de 9 parties d'émétique et de 4 parties de tartrate hydrique, concentrant la liqueur, séparant l'émétique qui se dépose pendant cette opération et la soumettant enfin à la cristallisation ; l'autre est

(1) Ces proportions sont celles indiquées par les auteurs; mais il est évident que, 0,75 d'acide antimonieux correspond à beaucoup plus que 0,41 de poudre d'algarote, indiqué par M. Henry fils : c'est environ le double qu'il faut prendre.

considéré comme une combinaison d'émétique et de tartrate hydro-potassique. On l'obtient en effet en dissolvant dans l'eau bouillante un mélange de 5 parties d'émétique, de 8 parties de crème de tartre et en abandonnant la liqueur à la cristallisation.

Avec l'acide arsénieux, $As O_3$, au lieu d'acide antimonieux $Sb O_3$, on obtient un composé analogue à l'émétique : *il est probable que tous les composés correspondans de la même série donneraient des produits analogues.*

PARATARTRATES.

Racémates, Thannates.

$C_8 H_4 \Delta R O_{12}$, comme les tartrates.

Les paratartrates viennent d'un produit qui accompagne le tartre dans le vin du Rhin; ils sont isomériques avec les tartrates. On a pensé pendant long-temps qu'ils étaient monobasiques et qu'ils se distinguaient par là même de ces derniers sels ; mais il existe pourtant plusieurs paratartrates à deux bases et cela ressort évidemment de travaux de MM. Werther et Frésénius.

PARATARTRATE HYDRIQUE. — *Acide paratartique, acide racémique, acide thannique*, $C_8 H_4 H_2 O_2$, 2 HO. Ce composé a été découvert par M. Kestner de *Thann*. Il est solide, cristallisé en prismes rhomboïdaux obliques, sa saveur est très acide; il s'effleurit à l'air sec ou par une température de 100° et perd 2 équivalens d'eau ; il a alors exactement la même composition que le tartrate bihydrique $C_8 H_6 O_{12}$. Il se dissout dans 5,7 d'eau à + 15° et est par conséquent moins soluble que le tartrate bihydrique; aussi, quand on concentre une dissolution de ces deux composés, le paratartrate cristallise-t-il le premier et profite-t-on de cette propriété pour obtenir ce dernier corps. Lorsqu'on l'ajoute à la dissolution d'un sel calcaire, même du sulfate, il y fait naître un précipité de paratartrate calcique. Ce dernier sel est soluble dans le chlorure hydrique aqueux et peut en être précipité par l'ammoniaque. Ces réactions distinguent nettement le paratartrate hydrique du tartrate de même nom.

Selon M. Frésénius, il existe un paratartrate potassico-sodique, qui contient 8 équivalens d'eau, exactement comme le tartrate correspondant. Indépendamment de tous les paratartrates uni-métalliques, il existe encore des paratartrates bi-métalliques, tels que l'hydro-potassique, le cupro-sodique, et des composés analogues aux émétiques antimonieux et arsénieux (Werther).

La préparation du paratartrate hydrique est fondée en grande partie sur la plus grande solubilité dans l'eau du paratartrate sodico-potassique que du tartrate correspondant et sur la moindre solubilité de paratartrate que du tartrate hydrique, comme cela a été dit précédemment pour ces derniers composés.

La crème de tartre, provenant des vins du Rhin, est saturée par du carbonate sodique en l'ajoutant peu-à-peu à une dissolution bouillante de ce dernier sel. La liqueur est ensuite soumise à la cristallisation et l'on en sépare le tartrate

potassico-sodique tant qu'il s'en forme. Les eaux-mères retiennent alors un paratartrate que l'on transforme en paratartrate calcique, par le chlorure calcique. Le sel calcique est ensuite décomposé par le sulfate hydrique, comme s'il s'agissait d'obtenir le tartrate bi-hydrique et l'on obtient le paratartrate bi-hydrique par la cristallisation : s'il y a du tartrate bi-hydrique, il reste dans les eaux-mères.

TARTRALATE ET TARTRÉLATE HYDRIQUES, ACIDE TARTRIQUE ANHYDRE, PYRUVATES ET PYROTARTRATES.

Lorsque l'on chauffe le tartrate di-hydrique, il fond vers 130° et perd de l'eau; à une température plus élevée, il en perd le double; enfin, si on le chauffe brusquement à + 180°, il en perd 4 fois autant et donne ainsi successivement les produits que l'on a nommés *acides tartralique*, *tartrélique* et *tartrique anhydre*. Relativement au tartrate bi-hydrique ces proportions d'eau sont représentées par 1/2, 1 et 2. A la température ordinaire, ces produits reprennent lentement de l'eau et retournent à l'état de tartrate bi-hydrique, en cela ils offrent de l'analogie avec l'acide phosphorique et les phosphates mono et di-hydriques. A la température de l'ébullition, la modification est beaucoup plus rapide.

En soumettant le tartrate di-hydrique à la distillation, M. Berzélius a obtenu un produit liquide, ayant pour formule $C_6\ H_3\ H\ O_6$, qu'il a nommé acide *pyruvique*.

(Pyruvate hydrique). Il se forme à + 200° en même temps qu'un peu d'acétate hydrique.

Il se produit encore de l'*acide pyrotartrique* (Pyrotartrate hydrique), qui est solide et qui est représenté par $C_5\ H_3\ H\ O_4$.

Le pyruvate hydrique peut être considéré comme de l'acide tartrique anhydre moins deux équivalens d'acide carbonique, ou $C_8\ H_4\ O_{10} - 2\ C\ O_2 = C_6\ H_4\ O_4$. Le pyrotartrate hydrique serait de l'acide tartrique anhydre, moins 3 équivalens d'acide carbonique ou du pyruvate hydrique, moins 1 seul équivalent de ce dernier corps. D'où $C_8\ H_4\ O_{10} - 3\ C\ O_2 = C_5\ H_4\ O_4$, et $C_6\ H_4\ O_6 - C\ O_2 = C_5\ H_4\ O_4$.

Ces réactions ne sont probables qu'autant que l'on admet que le pyruvate hydrique précède le pyrotartrate; mais si le contraire avait lieu, la réaction serait plus compliquée. La production de l'acétate hydrique indique d'ailleurs qu'il doit se dégager un produit hydrogéné autre que l'eau dans la distillation du tartrate hydrique, et c'est en effet ce que l'on observe; il est probable en outre que le pyrotartrate hydrique contient C_{10} et non C_5. Ce produit se formerait donc avant le pyruvate et, en se décomposant, il donnerait de l'acétate, du bi-carbure et du pyruvate hydriques.

$\underline{4\,C_8\,H_8\,O_8} = 2\,\underline{(C_8\,H_4\,O_6)} + \underline{C_4\,H_4\,O_4} + 4\,\underline{C\,H_2}$

e tartrique. Pyruvate hydrique. Acétate hydrique. Carbure hydrique.

e paratartrate hydrique, soumis à la distillation, donne les mêmes produits le tartrate.

ous les produits de ce dernier paragraphe sont inusités.

Le groupe des tartrés présente la série suivante :

Tartrates	$C_8\,H_4\,\Delta R\,O_{12}$
— di-hydrique	$C_8\,H_4\,HH\,O_{12}$
— hydro-potassique	$C_8\,H_4\,HK\,O_{12}$
— bi-potassique	$C_8\,H_4\,KK\,O_{12}$
— potassico-sodique	$C_8\,H_4\,K\,Na\,O_{12}, 8\,HO$
— émétique	$C_8\,H_4\,K\,Sb\,O_{14}$
— *Id.* desséché à + 200°	$C_8\,H_2\,K\,Sb\,O_{12}$
— *Id.* *Id.*	$C_8\,H_2\,Sb_2\,K\,Sb\,O_{12}$ (1)
Paratartrate (comme les tartrates)	$C_8\,H_4\,\Delta R\,O_{12}$
Paratartrates hydrique cristallisé	$C_8\,H_4\,H\,H\,O_{12}, 2\,H\,O$
Id. desséché ou effleuri	$C_8\,H_4\,H\,H\,O_{12}$
Tartralate hydrique	$C_{16}\,H_{11}\,O_{23}$ ... ?
Tartrélate hydrique	$C_{16}\,H_{10}\,O_{22}$
Acide tartrique anhydre	$C_{16}\,H_8\,O_{10}$
Pyrotartrate hydrique	$C_{10}\,H_8\,O_8$
Pyruvate hydrique	$C_6\,H_4\,O_6$

) V. la note, p. 689.

XIII^e GROUPE.

TANNÉS.

Tannates. — Gallates. — Ellagates. — Pyrogallates. — Méta
— Mimotannates. — Japonates. — Rubinates.

Les végétaux ou les produits végétaux astringens et susceptibles de serv
le tannage des peaux, doivent ces propriétés à l'existence d'un principe
lier que l'on nomme *tannin* ou *acide tannique*. Cette matière abonde d
corce du chêne, surtout dans la noix de galle, dans le cachou, les diver
les quinquinas. Les tannins contenus dans ces matières ne paraissent pas
identiques ; ainsi les tannins de la noix de galle, du cachou et des qu
paraissent différer par quelques propriétés particulières. De là le *quer*
et le *mimotannin*.

TANNIN.

Quercitannin, acide tannique, tannate hydrique.

$C_{18}\ H_9\ O_{12}$ ou $C_{18}\ H_6\ O_9$, 3 HO.

Depuis long-temps les chimistes avaient distingué, s
nom de tannin, un produit particulier susceptible de se
biner avec les peaux des animaux, de les rendre imputr
bles et de former avec les sels de fer un composé noir, d
même nature que l'encre ordinaire. On avait tenté beau
d'essais infructueux pour l'isoler, et l'on avait émis plus
théories sur sa nature ; c'est M. Pelouze qui, en 1833, pa
le premier à l'obtenir en traitant la poudre des noix de
par le zyméther chargé d'eau. Obtenu par ce procédé, le
nin est sous forme d'une masse spongieuse, brillante, fria
d'un blanc jaunâtre, complétement dépourvue de struc
cristalline, possédant une saveur excessivement astringent
une odeur éthérée, qui lui est étrangère, mais qu'il ret
avec une force extrême. Il est très soluble dans l'eau, sol
dans l'alcool, peu soluble dans l'éther anhydre, mais beauc
plus soluble dans l'éther aqueux. La dissolution aqueus
tannin absorbe l'oxygène de l'air et émet un volume égal

carbonique ; dans cette circonstance, le tannin se trouve sformé en gallate hydrique. Cette dissolution rougit le nesol et décompose les carbonates ordinaires avec effer-ence. Les sulfate, phosphate, arséniate, borate et chlorure riques, s'unissent au tannin et le précipitent de cette disso-on. Le sulfate hydrique dilué transforme le tannin en gal-hydrique, à la température de l'ébullition. Les hydrates vidiques agissent de même dans des circonstances sem-les et donnent des gallates correspondans aux hydrates loyés.

tannin dissous dans l'eau, s'unit directement à la plupart matières animales et principalement à la peau qu'il trans-e en cuir imputrescible en formant avec elle une combi-n particulaire.

s'unit aussi avec la plupart des matières particulaires te en suspension dans l'eau et les en précipite en les coagu-telles sont l'albumine, la gélatine et même la fécule. Il a re pour caractère principal de précipiter la dissolution nétique en formant un composé avec l'acide antimonieux e donner une teinte d'encre à un mélange de sels ferrique ous-ferrique. Il n'exerce aucune action appréciable sur les sous-ferriques, et il colore les sels ferriques en vert; mais peu de temps ces mélanges deviennent couleur d'encre, soit une absorption d'oxygène, dans le premier cas, soit par éduction partielle du composé sous-ferrique, dans le nd ; selon M. Persoz, quand on ajoute du tannin à dissolution alcoolique de sesqui-chlorure de fer, on ob-une teinte d'encre et un précipité peu coloré d'équichlo-de fer.

n extrait le tannin de la noix de galle. Pour cela, il faut alvériser et l'abandonner dans une cave humide pendant jours, puis après la soumettre à l'action du zyméther dans ppareil à déplacement, ou bien enfin soumettre le mélange pression. Dans ce dernier cas, le résidu est repris par de er aqueux, et soumis et à une nouvelle pression. Il est tou-s convenable de n'arrêter ces traitemens que lorsque la de galle est épuisée. Lorsque l'on ne veut obtenir qu'une te quantité de tannin, on peut introduire la noix de galle ide, mélangé avec de l'éther, dans une allonge fermée à sa

partie inférieure avec une mè
ton. Cette allonge est placée s
récipient. Un flacon à deux tul
très commode pour cette op
permet de ne point perdre d'é
cela on place l'allonge sur la
moyenne. On la bouche ave
chon traversé par un tube re
manière à venir aboutir à l'
latérale du flacon, où on le fix
bouchon percé. De cette man
pareil est complétement fern
pression produite par l'écoulement du liquide de l
se répartit également dans toutes les parties de l'app

Tannates. — Les tannates sont peu connus et inc
bles. Le tannate obtenu en faisant bouillir une di
d'acétate plombique en présence du tannin, contient
valens de plomb et peut être représenté par $C_{18}H_6O_9$,
La tannate antimonique contient 3 équivalens d'acid
que anhydre contre 1 d'acide antimonieux. La com
du sel qui colore l'encre est mal connue.

MIMOTANNIN. — Le cachou extrait des fruits des
catechu, L., contient un tannate particulier, propre à
les peaux, mais qui fait naître un précipité vert dans les
fer, au lieu de leur communiquer une couleur d
comme le quercitannin. Le cachou, traité par l'eau
perd le tannin qu'il renferme. Le résidu, qui ne se
que dans 16,000 parties d'eau à la température ordin
au contraire, très soluble dans l'alcool bouillant et
pose à l'état cristallin par le refroidissement. On a donn
dernière substance, le nom de *catéchine*.

La catéchine s'unit à la potasse caustique dissoute
naissance à un composé qui absorbe l'oxygène et
d'une couleur très foncée, la matière que l'on en sé
le chlorure hydrique est solide, noire et pulvérulent
reçu le nom d'*acide japonique*. Traitée par les carbo
troïdiques, la catéchine, dans les mêmes circonstance
des sels rouges, dont l'acide a été nommé *rubinique*.

L'acide tannique, extrait du cachou par l'éther,
être représenté par $C_{18}H_9O_8$, selon M. Pelouze.

Il est probable que le tannin du cachou diffère du tannin de la noix de galle, non-seulement parce qu'il contient moins d'oxygène; mais aussi parce qu'il a une autre constitution; car, sans cela, *il donnerait du tannin ordinaire et du gallate hydrique par l'oxydation, et c'est ce que l'on n'a point encore observé.*

Les quinquinas contiennent une matière particulière qui précipite les sels de fer en vert, que MM. Pelletier et Caventon ont nommé *rouge cinchonique*, et que l'on considère généralement comme une variété de tannin.

GALLATES, ELLAGATES, PYROGALLATES ET MÉTAGALLATES.

Lorsqu'on humecte de la noix de galle pulvérisée et qu'on l'abandonne à l'air, elle absorbe de l'oxygène et donne naissance à du gallate et à de l'ellagate hydriques. Cette dernière matière se forme surtout si l'on a entretenu le mélange à une température d'environ 20 degrés. Le gallate hydrique est facilement enlevé par l'eau bouillante qui le dissout et l'abandonne sous forme de cristaux capillaires par le refroidissement. Le second produit peut être enlevé par l'action d'une dissolution bouillante d'oxyde hydro-potassique qui abandonne par le refroidissement des cristaux en lamelles nacrées d'*ellagate* potassique. Les cristaux de ce sel sont solubles dans l'oxide hydro-potassique et à peine solubles dans l'eau. En le décomposant par le chlorure hydrique, on obtient l'ellagate hydrique.

GALLATE HYDRIQUE.—*Acide gallique.* $C_{14}H_8O_{12}=C_{14}H_2O_6$, HO. Décoloré par le charbon animal et purifié par des cristallisations suffisamment réitérées, le gallate hydrique est sous forme de cristaux capillaires, inodores, d'une saveur acide et astringente, soluble dans 100 parties d'eau froide et dans 3 parties d'eau bouillante. L'alcool le dissout facilement, l'éther le dissout aussi, mais en moins grande quantité. Avec les sels de fer, il se comporte exactement comme le tannin; mais il s'en distingue en ce qu'il ne donne point de précipité avec la gélatine. On peut séparer le tannin du gallate hydrique en dissolution dans l'eau, en plongeant, dans cette eau, un morceau de peau *passée*, mais non tannée: elle s'unit au tannin et n'exerce point d'action sensible sur le gallate hydrique. La dissolution de ce gallate et celle des gallates en général,

absorbe facilement l'oxygène et donne naissance à des produits fortement colorés et peu étudiés, *peut-être à de l'acide japonique?*

Lorsque l'on soumet le gallate hydrique à une distillation lente, il donne de l'*acide pyrogallique* à + 215°; à + 250°, il donne un résidu noir d'*acide métagallique*.

L'*acide pyrogallique* a une composition fort simple, car elle peut être représentée par C_2HO. Sa véritable composition est sans doute $C_{12}H_6O_6$. Il peut être produit par la distillation du gallate hydrique; mais il peut l'être aussi par celle du tannin et même par celle de la noix de galle. Cette dernière opération peut être faite dans l'appareil à faire le benzoate hydrique, par sublimation (V. *Benzoate hydrique*).

L'*acide métagallique* ou *mélangallique* est une poudre noire, insoluble dans l'eau, mais soluble dans les dissolutions des hydrates natroïdiques. Les métagallates peuvent être représentés par $C_{12}\overline{H_3\,\Delta}\,O_4$.

L'*ellagate hydrique* est une poudre blanchâtre, insoluble dans l'eau, même bouillante, mais soluble dans les dissolutions des hydrates natroïdiques. Il forme la presque totalité du dépôt qui se produit lentement dans une infusion de noix de galle. Sa composition peut être représentée par $C_{14}H_6O_{10}$.

Le gallate hydrique donne le pyrogallate en perdant de l'eau et de l'acide carbonique; le pyrogallate donne le métagallate en perdant simplement de l'eau:

$$C_{14}H_8O_{12} = C_{12}H_6O_6 + 2\,CO_2 + 2\,HO.$$

$$\text{et } C_{12}H_6O_6 = C_{12}H_4O_4 + 2\,HO.$$

Les tannés présentent la série suivante :

Tannin	$C_{18}H_9O_{12}$?
Gallate hydrique	$C_{14}H_8O_{12}$
Ellagate hydrique	$C_{14}H_6O_{10}$
Pyrogallate hydrique	$C_{12}H_6O_6$
Métagallate hydrique	$C_{12}H_4O_4$

XIV^e GROUPE.

MÉCONÉS.

Méconates. — Coménates. — Pyroméconates.

L'opium renferme un acide qui s'y trouve en partie à l'état hydrique et en partie combiné avec la morphine. Cet acide a reçu le nom de *méconique*. Par l'action de la chaleur, il donne le *coménate* et le pyroméconate hydriques.

MÉCONATES. $C_{14}\,\overline{H\,\Delta\,R\,D}\,O_{14}$. Le méconate hydrique (*acide méconique*) est sous forme de paillettes nacrées; sa saveur est acide et astringente; il contient en outre de l'eau basique, 6 équivalens d'eau, dite de cristallisation et a pour formule $C_{14}\,H_4\,O_{14}$, 6 HO. Lorsqu'on le chauffe, il perd cette eau et devient opaque. Il est peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude et dans l'alcool. Lorsque l'on chauffe sa dissolution aqueuse, elle abandonne de l'acide carbonique, et il se forme du coménate hydrique, en même temps qu'elle se colore par la formation d'autres produits : cette réaction est plus simple en présence du chlorure hydrique; elle a encore lieu d'une manière fort nette lorsque l'on chauffe le coménate hydrique seul jusqu'à + 200°.

Le méconate hydrique, ou les méconates en général, mis en présence du sulfate hydrique dilué, sont caractérisés par la propriété qu'ils ont de colorer les sels sous-ferriques *en rouge de sang*. Il ne se forme point de précipité dans cette réaction. Elle est employée dans les expertises légales pour reconnaître l'*opium* et principalement le *laudanum*; mais elle ne donne point un renseignement bien certain, d'abord parce que l'acide méconique n'est pas de l'opium, ni de la morphine, et ensuite parce que tous les opiums n'en renferment pas, comme M. Dupuy l'a démontré. Pour cette recherche, la liqueur dans laquelle on soupçonne de l'opium est mise en présence de l'acétate plombique; il se forme alors un précipité de méconate plombique, que l'on recueille, que l'on lave et traite successivement par le sulfate hydrique et un sel sous-ferrique, comme cela vient d'être dit.

COMÉNATES. $C_{12}\,\overline{H_2\,\Delta\,R}\,O_{10}$. Le résidu de la distillation du méconate hydrique est le coménate hydrique, que l'on peut faire cristalliser par l'eau bouillante. Il a pour symbole $C_{12}\,H_4\,O_{10}$. Chauffé à + 300°, il perd de l'eau, de l'acide carbonique et donne naissance au pyroméconate hydrique.

PYROMÉCONATES. $C_{10}\,\overline{H_3\,\Delta}\,O_6$. Le pyroméconate hydrique, $C_{10}\,H_4\,O_6$, est le produit de la distillation du méconate ou du coménate hydrique. Par le refroidissement de la dissolution dans l'alcool bouillant, il peut être obtenu en cristaux rectangulaires ou rhomboïdaux, aplatis. Il fond entre + 120 et + 125°. A une température plus élevée, il se réduit en vapeur.

Le méconate hydrique, soumis à une température de plus en plus élevée, se déshydrate d'abord et donne finalement naissance au coménate et au pyroméconate hydriques, en perdant de l'acide carbonique comme les égalités suivantes l'indiquent :

$$C_{14}\,H_4\,O_{14},\,6\,HO = C_{14}\,H_4\,O_{14} + 6\,HO$$
$$C_{14}\,H_4\,O_{14} = C_{12}\,H_4\,O_{10} + 2\,CO_2$$
$$C_{12}\,H_4\,O_{10} = C_{10}\,H_4\,O_6 + 2\,CO_2$$

XV^e GROUPE.

BALSAMÉS.

Sous - groupes. — **Benzés.** — **Cinnamés.**

Le groupe des balsamés est divisé en deux sous-groupes se rattachant à deux radicaux complexes : l'un des élémens de ces radicaux est commun aux deux sous-groupes (V. t. I, p. 274-275) aussi; peuvent-ils donner des produits semblables dérivant de cet élément commun; mais comme en outre ils sont formés par un même genre de condensation, ils donnent encore des produits communs se rattachant au radical complexe le moins condensé, qui est celui des benzés.

Le radical commun est $C_6 H_3$, le radical propre aux benzés est $C_8 H_4$ et celui qui est propre aux cinnamés est $C_{12} H_6$. On a donc :

$$C_6 H_3 + \begin{cases} C_8 H_4 = \text{véritable benzène} \\ C_{12} H_6 = \text{véritable cinnamène} \end{cases}$$

$C_{12} H_6$ est lui-même un radical susceptible de se dédoubler en $C_8 H_4$ et $C_4 H_2$. Quand cela arrive et que $C_8 H_4$ reste pénétré avec $C_6 H_3$, on voit que les cinnamés peuvent donner tous les produits de la série des benzés; car on a alors $C_4 H_2 + C_6 H_3 = C_{14} H_7$ ou le véritable benzène.

Les balsamés peuvent donc donner trois radicaux élémentaires et autant de radicaux complexes qu'ils peuvent former de combinaisons entre eux :

$$\left.\begin{array}{l} C_4 H_2 \ldots\ldots\ldots\ldots \\ C_6 H_3 \ldots\ldots\ldots\ldots \\ C_8 H_4 \ldots\ldots\ldots\ldots \end{array}\right\} \text{radicaux élémentaires}$$

$$\left.\begin{array}{l} C_{10} H_5 = C_6 H_3 + C_4 H_2 \ldots \\ C_{12} H_6 = C_8 H_4 + C_4 H_2 \ldots \\ C_{14} H_7 = C_8 H_4 + C_6 H_3 \ldots \\ C_{18} H_9 = C_8 H_4 + C_6 H_3 + H_4 C_2 \end{array}\right\} \text{radicaux complexes}$$

Les balsamés se rattachent encore à quelques autres séries, telles que celles des *stilbés* et des *naphtés;* mais par des réactions plus profondes et d'un autre ordre, puisqu'elles comprennent les composés $C_{14} H_6$ le *stilbène*, et $C_{10} H_4$ la *naphtaline*.

BENZÉS.

Benzène. — Benzoyle. — Benzide. — Benzites. — Benzates. — Benzamide. — Benzone. = Amygdaline. — Acide hyppurique.

BENZÈNE.

Le véritable benzène, qui aurait pour formule $C_{14} H_7$ et serait le radical

lexe de la série des benzés, ou $C_8 H_4 + C_6 H_3$, a reçu le nom de *draeonyle*. rps que l'on nomme benzène a pour formule ($C_{12} H_6$) et n'est qu'un des ns mécaniques du benzène réel qui s'est doublé en s'unissant avec lui-même. r les chloroïdes un équivalent d'hydrogène de chaque membre, $C_8 H_4$ ou ; serait successivement remplacé, puis les 3/4 du premier membre et les 2/3 cond ; enfin, il pourrait l'être entièrement et l'on aurait :

$$C_8 H_3 H, C_6 H_2 H = C_{14} H_7 »$$
$$C_8 H_3 X\lambda, C_6 H_2 H = C_{14} H_6 X\lambda$$
$$C_8 H_3 X\lambda, C_6 H_2 X\lambda = C_{14} H_5 X\lambda_2$$
$$C_8 H\lambda_3 X\lambda, C_6 X\lambda_2 H = C_{14} H_4 X\lambda_3$$
$$C_8 X\lambda_3 H, C_6 H_2 X\lambda = C_{14} H_3 X\lambda_4$$
$$C_8 X\lambda_3 H, C_6 X\lambda_2 H = C_{14} H_2 X\lambda_5$$
$$C_8 X\lambda_3 X\lambda, C_6 X\lambda_2 H = C_{14} H X\lambda_6$$
$$C_8 X\lambda_3 X\lambda, C_6 X\lambda_2 X\lambda = C_{14} » X\lambda_7$$

des réactions dans lesquelles les élémens des radicaux seraient séparés et ormés selon le nombre d'équivalens de chloroïdes qu'ils renfermeraient on rait, sans aucun doute, toutes ces combinaisons.

ZÈNE (vrai); *draconyle*.$C_{14} H_7$. Véritable radical des benzés. On l'obtient a distillation du sang-dragon. C'est un corps solide, pulvérulent, blanc, it, combustible et donnant une flamme fuligineuse par la combustion. Il est ble dans l'eau, l'alcool, le zyméther et l'oxyde hydro-potassique; il peut issous par des huiles grasses et les huiles fixes. L'acide azotique fumant lui : 1 équivalent d'hydrogène qui se trouve remplacé par 1 équivalent d'acide ique : $C_{14} H_7 + Az O_6 H = C_{14} H_6 Az O_4, 2 HO$. Lorsque l'on chauffe zène, dans un appareil distillatoire, il se liquéfie et se transforme en e, son isomère, $C_8 H_4$, de telle manière que l'on a : 4 ($C_{14} H_7$) = H_4). Le styrole peut aussi être transformé au draconyle, lorsqu'on le e à + 200° dans un tube fort épais et scellé à la lampe par la fusion du verre forme.

produit liquide de la distillation du sang-dragon, recueillie au-dessous de est formé presque exclusivement de *dracyle* et de *draconyle*. Ce dernier it étant beaucoup moins volatil que le premier, on le sépare par une distil- bien ménagée et à la plus basse température possible. Enfin, on le lave avec lcool pour le purifier et on le dessèche dans une étuve à environ + 150°.

LBÈNE. $C_{28} H_{12}$. Ce composé, découvert par M. Laurent dans les produits distillation de la benzide sulfurée, est un corps solide, cristallisé en la- homboïdales, dérivant d'un prisme oblique et possédant un éclat nacré arable à celui de l'espèce minérale nommée *stilbite*. Son point de fusion est 10° à 118°; il bout vers 292° et peut être distillé sans altération; le poids ique de sa vapeur = 8,4, de telle manière que la formule $C_{28} H_{12}$ repré- 3 volumes? Le stilbène est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et plus le dans le zyméther, surtout lorsque ces liquides sont bouillans. Il s'unit lement aux chloroïdes et donne des produits chloroïdés dans lesquels les alens représentés par H s'élèvent à 14 et appartiennent à un groupe nom- *tilbilène*. Le chromate hydrique dilué est sans action sur lui; mais le chro-

mate hydrique concentré donne lieu à une réaction remarquable dans laquelle le stilbène se change en *benzide*. Toutes ces réactions sont du même ordre et démontrent que $C_{28} H_{12}$ et $C_{14} H_8$ appartiennent à des types qui peuvent faire 2 ou 1 équivalent d'un autre corps pour rentrer dans les conditions d'équilibre stable.

Le BENZÈNE, $C_{12} H_6$, ou *pseudobenzène*, est un liquide incolore d'une odeur suave, dont le poids spécifique = 0,83; il bout à + 86°, a un poids spécifique de vapeur de 2,77, est solidifiable par le refroidissement et fusible à + 7°. Il est insoluble dans l'eau et se dissout au contraire dans l'alcool et dans le zyméther.

Sous l'influence de la lumière solaire, il se combine directement avec les chloroïdes, dont il prend 6 équivalens et forme ainsi des produits que l'on peut nommer collectivement *benzilène-séchloroïdes* ($C_{12} H_6 Cl_6$). Ces produits, mis en ébullition avec une liqueur alcaline, perdent la moitié du chlore et de l'hydrogène qu'ils renferment et rentrent ainsi dans le type simple du *pseudo-benzène* ($C_{12} H_3 Cl_3$).

Ce dernier corps, traité par l'azotate hydrique, donne des produits azotés appartenant encore au type benzène (*nitro et binitrobenzide*). Avec l'acide sulfurique, il donne le *sulfobenzède*.

On obtient le benzène en distillant le benzate hydrique en présence de la chaux.

Le BENZOÈNE est un autre carbure d'hydrogène que le précédent, et qui se rattache encore à la série des benzés, on lui donne pour symbole $C_{14} H_8$.

Si cette formule est exacte, il faut la considérer comme étant l'hydrure du véritable benzène ou $C_8 H_4$, $C_6 H_3$, H.

Le benzoène est un liquide incolore, très fluide, d'une odeur analogue à celle du benzène; son poids spécifique = 0,87; il bout à + 114°; sa vapeur a un poids spécifique de 3,23 à 3,26. Il est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool et plus soluble dans le zyméther.

Avec les chloroïdes, l'azotate hydrique et l'acide sulfurique fumant il donne des produits analogues à ceux formés par le benzène.

BENZOYLE (1).

Le benzoyle est le radical hypothétique de la série benzoïque; MM. Liebig et Woehler qui en ont conçu l'existence, comme conséquence d'un travail éminemment remarquable sur l'huile volatile d'amandes amères, le représentent par $C_{14} H_5 O_2$. Cette huile volatile et la benzoïne seraient des hydrures isomères de ce radical; l'acide benzoïque, ou plutôt le benzoate hydrique serait son oxyde hydraté (V. *Ann. de ch. et phys.*, t. LI, p. 273).

Dans la théorie générale des radicaux en *yle*, le benzoyle devrait être $C_{14} H_5$.

BENZILE. $C_{14} H_5 O_2$. Ce corps ayant la composition assignée au benzoyle par MM. Liebig et Woehler a été obtenu par M. Laurent, en traitant par le chlore le benzoène en fusion, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlorure hydrique et faisant cristalliser le produit de la rédaction par l'alcool bouillant et le refroidissement.

---

(1) On prononce benzoïle.

Le benzile est sous forme de prismes hexaèdres symétriques; il est inodore et insipide, dur comme le sucre, fusible vers + 90°, volatil sans altération, inflammable, insoluble dans l'eau; soluble dans l'alcool et dans le zyméther. Il se dissout dans le sulfate hydrique et en est précipité par l'eau. Une dissolution aqueuse d'hydrate potassique ne l'altère pas; mais la dissolution alcoolique de cette substance le transforme en benzilate potassique.

BENZIDE.

C_{14} H_6 O_2.

Essence d'amandes amères et benzoïne.

ESSENCE D'AMANDES AMÈRES PURIFIÉE. — *Hydrure de benzoyle*, C_{14} H_5 O_2, H, Lieb. et Woehler; *benzide liquide*, B. *benzoilol*, Gerh. Ce produit est une huile incolore, réfractant fortement la lumière, ayant une odeur forte, analogue à celle des amandes amères, une saveur brûlante et aromatique, un poids spécifique de 1,043, bouillant à + 180°, soluble dans 30 parties d'eau, et en toutes proportions dans l'alcool et dans l'éther. Sa vapeur est inflammable et donne une flamme fuligineuse; elle n'est point décomposée à la température du rouge sombre. En absorbant de l'oxygène, cette essence donne naissance à du benzate hydrique; chauffée avec les alcalis, elle donne de l'hydrogène et un benzate métallique. Par l'action des chloroïdes, elle produit les chloroïdures benzoyliques C_{14} H_5 O_2, Xλ. Elle ne s'unit point aussi facilement au cyanogène qu'aux autres chloroïdes; mais en distillant ensemble le chlorure de benzoyle et le cyanure hémi-mercurique, on obtient le cyanure benzoylique. On obtient aussi le sulfure de benzoyle en remplaçant le cyanure hémi-mercurique par le sulfure équi-plombique, dans l'opération précédente.

Par une réaction du même ordre que les précédentes, l'ammoniaque, que l'on peut considérer comme un amidure hydrique, donne la *benzamide* et du chlorure hydrique. Ces dernières réactions peuvent être représentées d'une manière générale par l'égalité suivante :

$$C_{14}\,H_5\,O_2, Cl + X\,A = C_{14}\,H_5\,O_2, X + Cl\,A.$$

Tous les corps obtenus ainsi correspondent à l'acide benzoïque anhydre.

Si l'on emploie le chlore humide, l'eau qui l'accompagne est décomposée en donnant du chlorure hydrique, tandis que son oxygène oxyde la benzide : il se forme un composé $C_{42} H_{18} O_8$, que l'on considère comme un benzate hydro-benzique : $C_{14} H_6 O_4$, 2 ($C_{14} H_6 O_2$). C'est un corps cristallisable en prismes à bases carrées, qu'une dissolution alcoolique d'oxyde hydro-potassique, transforme en benzate potassique et en benzide : $C_{42} H_{18} O_8 + K O = C_{14} \overline{H_5 K} O_4 + 2 (C_{14} H_6 O_2) + H O$.

Par une simple transformation isomérique, la benzide donne la benzoïne.

L'huile brute d'amandes amères, qui contient du cyanure hydrique, mise en présence de l'eau et du chlorure hydrique, donne du chlorure ammonique et du *formo-benzoylate hydrique* $C_2 H O_3, C_{14} H_6 O_2, H O$. L'ammoniaque et l'acide formique proviennent de la destruction du cyanure hydrique par le chlorure hydrique en présence de l'eau. La réaction serait représentée par :

$$C_2 Az H + C_{14} H_6 O_2 + Cl H + 4 H O = C_2 H O_3, C_{14} H_6 O_2, H O + Cl Az H_4.$$

La benzide n'existe pas toute formée dans les amandes amères. Elle s'y produit aux dépens de l'amygdaline, sous l'influence de la synaptase et de l'eau. On la prépare avec le tourteau d'amandes amères, dont on a extrait l'huile par le broiement et la pression. Il faut le diviser et le mettre en contact avec de l'eau pour le faire macérer; après 24 heures, le mélange est distillé et l'on recueille l'huile par les procédés ordinaires de décantation.

L'huile, ainsi obtenue, est rendue impure par du cyanure hydrique; pour l'en priver, on l'agite avec une bouillie faite en mélangeant deux dissolutions : l'une de sesquichlorure ferrique et l'autre d'oxyde hydro-potassique, puis on distille le tout ensemble. L'huile que l'on recueille alors n'a plus besoin que d'être desséchée en la faisant macérer sur le chlorure calcique.

La production de la benzide, par la destruction de l'amygdaline sous l'influence de la synaptase et de l'eau, est classée

ni les fermentations par les chimistes, car la synaptase ne lt point entrer en combinaison avec l'amygdaline ou ses ens, et semble n'agir que par sa présence. Cette réaction être représentée par l'égalité suivante :

$$\underbrace{H_{21}\,Az\,O_{22}}_{\text{amygdaline.}} = \underbrace{C_2\,H\,Az}_{\text{Cyanure hydr.}} + 2\,\underbrace{(C_{14}\,H_6\,O_2)}_{\text{Benzide.}} + \underbrace{C_6\,H_6\,O_6}_{\text{1/2 sucre.}}$$

$$\underbrace{(C_2\,H_2\,O_4)}_{\text{Formiate hydr.}} + 4\,\underbrace{HO}_{\text{Eau.}}$$

NZOÏNE. — *Benzide solide.* Ce composé est isomère avec écédent. Il est solide, cristallisable en prismes limpides un grand éclat; il est insipide et inodore, fond à + 120°, soluble dans l'eau et soluble dans l'alcool, surtout lors- ce liquide est bouillant. En faisant passer sa vapeur dans abe de verre chauffé ou rouge, il se transforme en *benzide de.* Fondue avec l'hydrate potassique, la benzoïne aban- ne de l'hydrogène et donne naissance à du benzate po- que; bouillie avec une dissolution alcoolique de potasse, donne du benzite (*benzilate*) potassique.

a benzoïne prend naissance lorsque l'on met la benzide ide en contact avec du cyanure potassique dissous. En lques heures ce produit passe à l'état solide et prend une cture cristalline. On le purifie en le lavant avec de l'eau et e faisant cristalliser par l'alcool bouillant.

BENZITES.

Benzilates.

$C_{14}\,H_5\,\Delta\,O_3$? ou $C_{28}\,H_{10}\,\Delta_2\,O_6$

s benzites prennent naissance en faisant bouillir la benzine ou la benzoïne une dissolution alcoolique d'oxyde hydro-potassique.

benzite hydrique est cristallisable en aiguilles prismatiques d'un grand ; il fond à + 120°, n'est point volatil, est peu soluble dans l'eau froide s soluble dans l'eau bouillante. Par la chaleur, il donne du benzate hy- e en même temps que des vapeurs violettes et d'autres produits indétermi- On l'obtient en décomposant le benzite potassique par le chlorure hydrique ésence de l'eau.

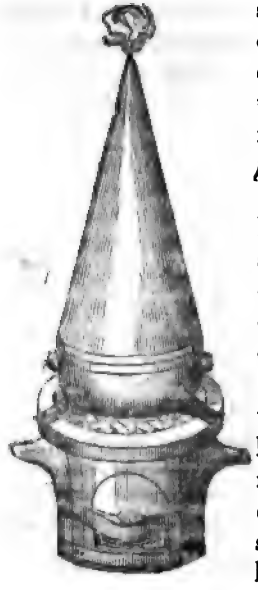
e benzite potassique est soluble dans l'alcool.

BENZATES.

Benzoates $C_{14}H_5\Delta O_4$.

Les benzates ont pour type le benzate hydrique c naturellement dans le benjoin (*benzoes*), dont on nom et celui de toute la série à laquelle il appartient sang-dragon et dans le baume de Tolu.

BENZATE HYDRIQUE. — *Fleurs de benjoin purifiées*, *benjoin*, *acide benzoïque*. $C_{14}H_5HO_4$. Ce compos tallisable en aiguilles brillantes. Il possède une od mique et suave que l'on a crue lui être étrangère peut être en réalité considérablement augmentée pa duits qui l'accompagnent. Il est volatil par la chaleu peur irrite fortement l'organe olfactif. Il a une saveu un peu âcre. Il fond à 120°, se sublime déjà à 14 239°; sa vapeur a un poids spécifique de 4, 26 sel scherlich et représente 4 volumes, l'oxygène éta Mêlé avec la chaux hydratée et soumis à la distillatio le benzène. Il est inflammable, ne se dissout que parties d'eau froide et dans 25 parties d'eau bouill



soluble dans le double de d'alcool ou de zyméther. Les ques étendus ne l'altèrent po tate hydrique très concentré forme en une matière analog *picrique*.

Préparation. On prépare hydrique par plusieurs pro soumettant le benjoin à la s ou le traitant par un lait de donne naissance à du benza dont on retire le benzate hyd

1° = Le benjoin, chauff point d'entrer en fusion, aba benzate hydrique, en vapeu recueille ordinairement dan de fort papier ou de carton, sommet, que l'on pose par le vase dans lequel on fait l'

Mohr a recommandé de couvrir le vase avec du papier à collé sur ses bords et de le couvrir ensuite avec un cone comme il vient d'être dit : la vapeur du benzate hydritraverse facilement le papier non collé, se condense dans ne, cristallise en belles aiguilles et ne peut retomber dans se sublimatoire, parce qu'il en est empêché par le diagme de papier.

e benzate hydrique, préparé par sublimation, possède une r balsamique très forte, et constitue *les véritables fleurs de oin*, employées en médecine.

e benjoin ordinaire en donne environ 0,04.

Traiter une partie de benjoin pulvérisé par une partie haux délitée et amenée à l'état de lait de chaux par 40 ies d'eau. Après une ébullition d'une heure au moins, la eur est filtrée, concentrée et saturée par un excès de chlo- hydrique pendant qu'elle est bouillante. Le benzate rique cristallise par le refroidissement. Il suffit de le reillir, de le laver avec de l'eau à la glace et de le sécher ene. Pour le purifier davantage, on peut le faire cristalliser l'eau bouillante et le refroidissement.

es *benzates métalliques* ne sont point usités.

es benzates ammonique, potassique, sodique, magnésique lcique sont solubles dans l'eau ; les autres benzates y sont solubles.

e benzate calcique, anhydre, soumis à la distillation, se mpose en *benzone* et en carbonate calcique ; le benzate ique hydraté, dans les mêmes circonstances, donne du zène, du carbonate calcique et de l'acide carbonique.

BENZAMIDE.

$$C_{14}\ H_5\ \overline{O_2}\ Ad.$$

n obtient le benzamide en traitant la benzide chloroïdée le gaz ammoniac sec : il se forme en même temps un roïdure ammonique et de la benzamide, que l'on peut arer par l'eau froide qui ne dissout que le premier corps. Fehling a encore obtenu la benzamide en traitant l'*acide urique*, dissous dans l'eau, par le bi-oxyde plombique. En sant refroidir une dissolution aqueuse, concentrée et bouil-

lante de benzamide, on peut l'obtenir en prismes droits boïdaux ou en tables nacrées et incolores. Elle fond à + peut être volatilisée à une température plus élevée. E soluble dans l'alcool et dans l'éther; par les sels hyd elle donne du benzate hydrique et un sel ammoniac les oxydes hydronatroïdiques, elle donne de l'ammoni un benzate natroïdique. En la chauffant avec le baryt donne lieu à une réaction violente, dans laquelle il se p du benzate barytique: il se dégage de l'ammoniaque benzène.

BENZIMIDE.

$$C_{28}\ H_{11}\ Az\ O_4.$$

La benzimide est un produit solide, cristallisé en aiguilles prismatique insoluble dans l'eau, à peine soluble dans l'alcool bouillant, le zymé méthol. Elle entre en fusion à + 167° et peut être volatilisée; elle brûle flamme rouge, fuligineuse. Lorsqu'elle est bien sèche, elle se dissout da fate équi-hydrique et le colore en bleu indigo; l'alcool et l'azotate hy réagissant sur elle donnent naissance à de l'éther benzoïque. Une solutio lante d'oxyde hydro-potassique ne l'attaque pas; mais cet oxyde la trans benzoate potassique et en ammoniaque, en opérant à sec et par l'acti chaleur.

La benzimide correspond à la benzide, elle se trouve dans le résidu de fication de l'essence d'amandes amères, et se sépare quand on le traite par Elle a été découverte par M. Laurent.

BENZONE.

$$C_{26}\ H_{10}\ O_2.$$

La benzone est un liquide huileux, incolore, mais presque toujours j possédant une odeur empyreumatique, moins dense que l'eau, bouil dessus de + 250°.

Le chlore réagit sur elle à la lumière solaire et donne des produits Le sulfate hydrique la colore fortement; l'azotate hydrique et l'oxyde potassique dissous ne l'attaquent point. Distillée avec la chaux vive, elle d carbonate calcique et de la naphtaline, selon M. Péligot.

$$C_{26}\ H_{10}\ O_2 + Ca\ O = 5\ (C_5\ H_2) + CO_3\ Ca.$$

On obtient la benzone en distillant le benzate calcique anhydre : le r du carbonate calcique:

$$2\ \overline{C_{14}\ H_5\ Ca\ O_4} = C_{26}\ H_{10}\ O_2 + 2\ C\ O_3\ Ca.$$

se produit en même temps que la benzone, et aux dépens de ses propres élé-
, du benzène et de la naphtaline. On sépare le benzène par la distillation au
marie, et la naphtaline, en refroidissant le mélange à — 20°: elle passe a
solide et on l'enlève.

AYACYLE. C_{14} H_8 O_4. Ce produit est liquide, incolore; son poids spéci-
= 1,119 à + 22°, il bout à + 210°. Le poids spécifique de sa vapeur = 4,9.
le avec une flamme fuligineuse; l'eau le dissout à peine, mais il est plus so-
dans l'alcool et le zyméther. Une dissolution d'hydrate potassique le colore
rd en rose, puis finalement en vert foncé. Ce corps est avide d'oxygène; il
les sels d'or et d'argent à l'état métallique; il ramène ceux de cuivre et de fer
état de combinaison plus riche en métal. Par l'action des chloroïdes, il donne
composés C_{14} H_4 $X\lambda_4$ O_4, selon M. Deville; cependant la nature de son
incomplet et son avidité pour l'oxygène démontrent qu'il devrait s'unir di-
ment avec ces corps, ainsi que le fait le stilbène, quoiqu'il appartienne à un
ordre de combinaison.

our obtenir le guyacyle, le produit brut de la distillation de la résine de
est soumis à des lavages et distillé de nouveau. Les premières vapeurs qui
nt, ou les plus volatiles, doivent être recueillies à part: on ne commence à
eillir le guayacyle qu'après qu'elles ont passé.

Appendice aux benzés.

Amygdaline et acide hippurique.

AMYGDALINE.

C_{40} H_{27} Az O_{22}, 6 H O.

L'amygdaline existe dans les amandes amères où elle a été découverte par Robiquet et M. Boutron. Elle cristallise en lames blanches et nacrées lorsqu'elle passe à l'état solide par refroidissement de sa dissolution dans l'alcool bouillant. De l'eau, on peut l'obtenir en prismes d'un volume assez considérable. Dans le premier cas, elle retient 6 équivalens eau qu'elle peut perdre complétement à + 120°; dans le second, elle n'en contient que 4. Elle est inodore et ne possède qu'une faible saveur d'amandes amères. Elle est soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, presque insoluble à froid dans l'alcool absolu; mais soluble dans l'alcool bouillant. Le chlore sec est sans action sur elle, mais par le chlore humide, elle donne une poudre blanche, mal connue. Par les corps oxydans tels que l'azotate hydrique ou le

sulfate hydrique et le bi-oxyde manganique, elle subit une réaction remarquable par laquelle elle donne de l'ammoniaque, de l'acide carbonique, du formiate, du benzate hydrique et de la benzide. Il est probable que parmi ces produits il y a de secondaires, que le benzate hydrique vient de l'oxydation de la benzide et que le formiate vient de celle du cyanure hydrique, le tout en présence de l'eau. Les hydrates natroïdiques transforment l'amygdaline en ammoniaque et en amygdalate natroïdique. L'hyper-manganate potassique, dans les mêmes circonstances, donne naissance à du benzate et à du cyanate potassiques. Ces réactions sont excessivement remarquables par la transformation successive du cyanogène en ammoniaque et de l'ammoniaque en cyanogène, mais une des réactions les plus importantes de l'amygdaline est celle qu'elle éprouve sous l'influence de la *synaptase* et de l'eau (V. p. 705).

On extrait l'amygdaline du tourteau des *amandes amères*, dont on a retiré l'huile. Ce tourteau est divisé et épuisé par l'alcool bouillant à 0,94. La dissolution obtenue est soumise à la distillation pour en extraire l'alcool. Le résidu sirupeux est étendu d'eau et l'on y ajoute un peu de levure de bière pour détruire, par la fermentation, le sucre qui accompagne l'amygdaline. On évapore de nouveau, et le résidu que l'on obtient alors est traité par l'alcool bouillant. La liqueur est filtrée et abandonne de l'amygdaline par le refoidissement. On la purifie par de nouvelles cristallisations si cela paraît nécessaire.

AMYGDALATES.

$$\overline{C_{40}\,H_{25}}\,\Delta\,O_{24}.$$

Les amygdates doivent leur formation à la réaction de l'amygdaline et des oxydes hydronatroïdiques ou calcoïdiques en présence de l'eau : avec la baryte, il se forme de l'amygdalate barytique et de l'ammoniaque; mais la réaction est lente et l'amygdaline se comporte en cette circonstance exactement comme les amides. De plus même, en considérant l'amidogène que l'on peut supposer contenu dans l'amygdaline, la composition de cette substance représente alors celle de l'acide amygdalique anhydre : $C_{40}\,H_{25}\,\overline{O_{22}\,Ad} = C_{40}\,H_{27}\,Az\,O_{22}$.

D'une autre part : $C_{40}\,H_{27}\,Az\,O_{22} + Ba\,O + H\,O = C_{40}\,\overline{H_{25}\,Ba\,O_{24}} + Az\,H_3$.

ydalate barytique, décomposé en présence de l'eau par le sulfate hydrique, sulfate barytique insoluble et de l'amygdalate hydrique soluble, que l'on ar décantation, filtration et évaporation. Cet amygdalate est amorphe, ique et possède une saveur acide agréable; il est en outre insoluble ool et dans le zyméther. L'azotate hydrique ou le mélange de sulfate et de bi-oxyde de manganèse le transforment en benzide, acide carboni- miate hydrique.

HIPPURATES.

C_{18} Az H_8 Δ O_6 ..... an C_{18} H_7 Δ Az O_6 ?

s les animaux, soumis à un régime végétal, émettent, dans ine, un produit particulier que l'on a nommé *acide hip-*. Cet acide tient lieu de l'*acide urique*, que l'on ren-chez les animaux carnivores : l'homme, qui est omni-roduit à-la-fois ces deux acides. On a d'ailleurs remar-ıe l'urine des jeunes enfans contenait plus d'acide ique que celle de l'homme adulte.

ɔpurate hydrique, ou acide hippurique, cristallise en pris-ʃ pans terminés par des sommets dièdres. Il est amer, out dans 400 parties d'eau froide et est beaucoup luble dans l'alcool et surtout dans le zyméther. Il se aussi plus facilement dans l'eau contenant du phosphate e ordinaire que dans l'eau pure; elle peut même en e une quantité assez considérable pour avoir une réaction Il rougit fortement le tournesol. Lorsqu'on le chauffe, à une température supérieure au point de volatilisation ızate hydrique; il forme un liquide rouge-brun, qui des vapeurs de ce dernier corps, de l'ammoniaque, ile teinte en rouge, à odeur de fève-tonka, et un résidu de n. Le chlorure hydrique aqueux le dissout à la tempé-ordinaire; mais par une ébullition continuée pendant mi-heure, il le divise en benzate hydrique et en une ıaison de chlorure hydrique et de *sucre de gélatine*. dernière substance d'ailleurs se combinent facilement plupart des acides et paraît être simplement unie au e hydrique sans masquer sa capacité de saturation : ce un fait assez singulier. Cette réaction, qui est on ne lus remarquable et qui jette une lumière nouvelle sur ırs points importans de la physiologie a été observée

[illegible]

[illegible]

[illegible]

CINNAMÉS.

Essence de cannelle et ses dérivés.

— *Hydrure de cinnamyle*, Lieb.; *cinnamol nor-*
; *essence de cannelle;* C_{18} H_8 O_2. Ce composé
onsidéré comme l'aldéhyde du groupe *cinnique.*
x sortes d'huiles volatiles de cannelle dans le
celle de la cannelle de Chine ou de l'écorce du
z, et celle de la cannelle de Ceylan, ou du *laurus*
n. Ces deux essences sont formés par la réunion en
ariables de deux matières différentes. La *cinnide*
ıs l'huile de cannelle de Ceylan et surtout dans
'on obtient dans les laboratoires par la distil-
ɛte de cette cannelle avec de l'eau salée; elle est
ıent caractérisée par la propriété qu'elle a de s'u-
nent avec l'azotate hydrique concentré et de don-
ıce à un produit éminemment cristallisable; mais
ɛ par l'eau, qui sépare simplement les produits qui
s. Aussi profite-t-on de cette propriété pour isoler
la cinnide. Cette matière est liquide, plus dense
on point d'ébullition est fort élevée, et elle possède
suave, forte et caractéristique.
de s'unit directement avec les composés hydriques
u non, tels que l'azotate, le chlorure et même
ue qui leur correspond. Avec l'ammoniaque pour-
raison des différences immenses existant entre les
iques de l'amidogène et de l'ammonium, il est pos-
. cinnide prenne 2 équivalens d'ammoniaque; mais
ı amide et en ammonium, les chloroïdes agissent
ɛ des chloroïdures hydriques et en remplaçant l'hy-
ılevé. Le *chlorocinnose* (Dumas et Péligot) est un
stallisable obtenu par l'action du chlore sur la cin-
ant pour formule : 4 C_{18} $\overline{H_4}$ $\overline{Cl_4}$ O_2. Les corps
els que l'azotate hydrique concentré et *bouillant*,
e hydrique, le bi-oxyde plombique réuni au sulfate
donnent des réactions dans lesquelles il se forme du
'drique; il paraît même que l'action prolongée du
me température suffisamment élevée, donne de la
lorée.

La cinnide, moins la benzide, ou $C_{18}\,H_8\,O_2 - C_{14}\,H_6\,O_2$, donne un produit $C_4\,H_2$, le type élémentaire, le plus simple du groupe des balsamés, qui doit se représenter sous différentes formes encore inaperçues dans les produits de ces réactions.

Dans ces réactions, le type composé du cinnamène est deux détruit, et celui du benzène, qui vient immédiatement après, commence à paraître. Après celui-ci viendraient successivement $C_{12}\,H_6$, $C_{10}\,H_5 = C_6\,H_3 + C_4\,H_2$, $C_8\,H_4$, $C_6\,H_3$ et $C_4\,H_2$.

CINNAMATES. $C_{18}\,H_7\,\Delta\,O_4$. Les cinnamates résultent de l'union de l'acide cinnamique, hypothétique, avec les bases; ils correspondent au cinnamate hydrique (*acide cinnamique*, Dum. et Pélig.); ce cinnamate est le produit de l'action directe de l'oxygène sur l'essence de cannelle ou plutôt sur la cinnide qu'elle renferme. Lorsqu'il a été purifié par des dissolutions dans l'eau bouillante et des cristallisations par le refroidissement de cette dissolution, il est en lamelles incolores et nacrés; il fond à + 120°, bout à 293° sous la pression de $0^m,755$; il est volatil et peut être sublimé sans altération. Sa vapeur est irritante et excite la toux. Il est peu soluble dans l'eau froide, un peu plus soluble dans l'eau bouillante, beaucoup plus soluble dans l'alcool. Il s'unit directement à l'azotate hydrique concentré et donne un produit copulé (*acide nitrocinnamique*, D. et P.); par l'action du même produit bouillant, il donne de la benzide et du benzate hydrique. Il donne encore les mêmes produits par le sulfate hydrique et le bichromate potassique. L'hypo-chlorite calcique et le bi-oxyde plombique le transforment en benzates. Chauffé avec le baryte anhydre, il donne du carbonate barytique et un carbure d'hydrogène isomère avec le benzène ($C_{12}\,H_6$). Mis en présence des oxydes métalliques et de l'eau, il donne des cinnamates métalliques solubles et cristallisables, ayant une grande analogie avec les *benzates*. Avec l'alcool et sous l'influence d'un courant de gaz chlorure hydrique, il donne un éther qui a reçu plusieurs noms selon les divers systèmes des auteurs.

Cinnamate éthérique, B. *Éther cinnamique*, D. et Pél.; *cinnalcool normal*, Gerh. $C_{18}\,\overline{H_7\,(C_4\,H_5)}\,O_4$. Ce composé est liquide, incolore, son poids spécifique=1,13; il bout à +260°, Sous l'influence des oxydes alcalins, il donne un cinnamate et de l'alcool. On l'obtient en distillant un mélange de cinnamate hydrique, d'alcool et du sulfate hydrique.

Selon M. Stenhouse, on obtient du cinnamate hydrique en quantité considérable, en faisant bouillir le styrax liquide avec une lessive de soude caustique pendant deux jours, étendant le produit d'eau pour séparer la majeure partie de la résine, ajoutant alors du chlorure hydrique : le cinnamate hydrique est précipité. Il faut le recueillir et le purifier par une suite de cristallisations par l'eau bouillante.

Appendice aux balsamés.

BENJOIN. — Le benjoin est un baume qui découle naturellement d'un arbre de la famille des styracées, nommé *styrax benzoin*, par Linné. Il est formé de deux matières appréciables à l'œil nu : une matière blanche disséminée dans une masse grise. On pourrait donc, par une analyse mécanique, le séparer en deux produits bien distincts. Depuis très long-temps on y a reconnu du benzate hydrique, que l'on en extrayait par la sublimation (*fleurs de benjoin*). Selon des analyses faites par M. Unverdorben et M. Van-der-Veiet, il serait en outre formé de 3 matières résineuses α, β et γ : les deux premières neutres, la dernière acide ; la première soluble dans le zyméther et la seconde, insoluble dans ce véhicule. De là, un procédé pour les séparer : en faisant macérer à chaud le benjoin dans une dissolution de carbonate sodique, on enlève la résine γ que l'on peut précipiter par le chlorure hydrique ; en traitant le résidu par le zyméther, on dissout la résine α, et la résine γ demeure intacte.

M. Van-der-Veiet assigne, à ces trois résines, une composition assez compliquée et certainement en dehors des radicaux auxquels elles doivent appartenir. En faisant un léger changement aux formules de ce chimiste, elles sont réduites à des types plus probables.

	Van-der Veiet	B.
Résine alpha	$C_{70}\ H_{42}\ O_{14}$	$C_{28}\ H_{16}\ O_6$
Résine béta	$C_{40}\ H_{22}\ O_9$	$C_{16}\ H_8\ O_4$
Résine gamma	$C_{30}\ H_{20}\ O_5$	$C_{12}\ H_8\ O_2$

Chacune de ces notations, indique que la résine α est formée par la combinaison des résines β et γ. La deuxième notation, indique de plus que $\frac{C_{28}\ H_{16}\ O_6}{2}$

$= C_{14} H_8 O_3$ et rentre dans le type des benzés. On voit encore que par une oxydation convenablement dirigée, tous ces produits pourraient donner du benzate hydrique. Si ces formules sont exactes, on est étonné de voir que la résine γ jouisse de propriétés acides : si son équivalent ne doit point être doublé, elle correspond à la *benzide* et à la *cinnide*. Quant à la résine β qui n'est point acide, elle doit être susceptible de s'oxyder jusqu'à ce qu'elle ait doublé l'oxygène qu'elle contient.

Les formules qui viennent d'être données se rapportent singulièrement à un travail de M. Kopp qui a trouvé que les résines du benjoin appartenaient à la série du benzoyle et à celle du phényle.

En outre des produits qui viennent d'être indiqués, suivant M. Kopp, le benjoin donne à la distillation une huile incolore, ayant l'odeur est la saveur de la créosote, un poids spécifique de 1,062 à + 15°, bouillant à + 200°, réfractant fortement la lumière, brûlant avec une flamme très fuligineuse, se dissolvant avec facilité dans l'alcool, l'éther, l'essence de térébenthine et l'acétate hydrique; sa composition est représentée par $C_{12} H_6 O_2$, composition qui est exactement la même que celle de l'hydrate de phényle ou de la créosote, substances qui sont très probablement identiques.

Selon M. Kopp, le benjoin contiendrait :

	I	II
Benzate hydrique	14,0	14,5
Résine α	52,0	48,0
Résine β	25,0	28,0
Résine γ	3,0	3,5
Résine déposée par l'éther	0,8	0,5
Impureté et perte	5,2	5,5
	100,0	100,0

BAUME DU PÉROU ET BAUME DE TOLU. — Ces sortes de baumes contiennent essentiellement une matière résineuse, du cinnamate hydrique et de la cinnaméine. Le baume de Tolu contient en outre du benzate hydrique. Selon M. Frémy, on peut séparer les trois premiers produits en dissolvant le baume dans l'alcool et en y ajoutant de la potasse : la résine s'unit à celle-ci et devient insoluble, tandis que la cinnaméine et le cinnamate potassique qui s'est formé, demeurent dissous. En

ajoutant de l'eau, on sépare la cinnaméine qui est liquide et le cinnamate peut enfin être obtenu par évaporation.

La cinnaméine est liquide et bout à environ + 340° et s'altère par la distillation; sa composition peut être représentée $C_{54} H_{26} O_8$. Une dissolution concentrée de potasse agit à froid sur la cinnaméine et la transforme en cinnamate potassique et en *péruvine*, que l'on peut séparer par l'eau qui ne dissout que le premier des ces corps. Chauffée avec des morceaux d'oxyde hydro-potassique, la cinnaméine donne principalement naissance à un dégagement d'hydrogène et à du cinnamate potassique. Par l'action du chlore et de la chaleur réunies, elle donne du chlorure de benzoyle (*benzide chlorée*). Le sulfate hydrique transforme la cinnaméine en une espèce de résine ayant pour composition $C_{54} H_{30} O_{12}$; par l'azotate hydrique, elle donne de la benzide et une matière résineuse de couleur jaune. Le bi-oxyde de plomb se comporte à-peu-près comme l'azotate hydrique.

La cinnaméine retient quelquefois en dissolution un produit cristallisable, la *méta-cinnaméine*, qui a exactement la même composition que la cinnide ou $C_{18} H_8 O_2$ et qui se transforme en chlorure de cinnamyle par l'action du chlore.

La *péruvine* $C_{18} H_{12} O_2$ est liquide, moins dense que l'eau, un peu soluble dans ce liquide, plus soluble dans l'alcool et dans l'éther, possède une odeur agréable et donne de la benzide par l'alcool.

Par la distillation, le baume de Tolu donne une huile volatile contenant du tolène (Deville), de la cinnaméine, du cinnamate et du benzoate hydriques.

La résine des baumes de Tolu et du Pérou a la même composition que celle qui résulte de l'action de l'azotate hydrique sur le cinnaméine ou $C_{54} H_{30} O_{12}$ et représente un composé formé par cette dernière substance et l'eau : $C_{54} H_{26} O_8 + 4 HO. = 3 C_{18} H_{10} O_4$.

Le *tolène* est un carbure hydrique, liquide, qui peut être représenté par $C_{24} H_{18}$; on l'obtient en distillant l'huile de baume de Tolu à une température qui ne dépasse pas + 160°.

COUMARINE. $C_{18} H_6 O_4$. La coumarine est la substance blanche et cristalline, qui recouvre les fèves tonka et qui leur communique leur odeur. Elle fond à + 50°, bout à + 270°, sa saveur est brûlante; elle est très peu soluble dans l'eau froide et

plus soluble dans l'eau bouillante, plus soluble encore dans l'alcool et dans les dissolutions acides et alcalines. Bouillie avec une dissolution concentrée de potasse, elle s'oxyde avec dégagement d'hydrogène et donne naissance à du *coumarate potassique* $C_{18}H_5KO_6$. Chauffé avec la potasse en fusion, elle perd C_4H_2 et donne du *salycilate potassique*, $C_{14}H_5KO_4$. On l'obtient en traitant les fèves tonka par l'alcool bouillant et la faisant cristalliser par refoidissement. On la purifie par le charbon animal et de nouvelles cristallisations.

Les balsamés comprennent les séries suivantes :

* *Radicaux simples.*

$C_4H_2 - C_6H_3 - C_8H_4 - C_{12}H_6$ ou le pseudo-benzène.

** *Radicaux complexes.*

	$C_{10}H_5 = C_6H_3 + C_4H_2$ (1)
	$C_{12}H_6 = C_8H_4 + C_4H_2$ et $2C_6H_6$
Benzène vrai (*draconyle*)	$C_{14}H_7 = C_8H_4 + C_6H_3$ (2)
Styrol et pseudo-cinnamène	$C_{16}H_8 = C_{12}H_6 + C_4H_2$
Cinnamène, inconnu	$C_{18}H_9 = C_8H_4 + C_6H_3 + C_4H_2$ et $C_{12}H_6 + C_6H_3$ (1)

BENZÉS.

Stilbène	$C_{28}H_{12}$
Draconyle	$C_{14}H_7$? ou $C_{28}H_{14}$
Benzile	$C_{14}H_5O_2$
Benzoène	$C_{14}H_8$ ou $C_8H_4 + C_6H_3 + H$?
Benzide et benzoïne	$C_{14}H_6O_2$

(1) Le composé $C_{10}H_5$ ne peut exister qu'en combinaison ; libre, il ne peut être que $C_{20}H_{10}$.

(2) Même observation que pour le composé $C_{10}H_5$.

rivés du benzède liquide	$C_{14} H_5$ (Δ ou X) O_2
azites (benzilates)	$C_{28} H_{10} Δ_2 O_6$
azates (benzoates)	$C_{14} H_5$ Δ O_4
aygacyle	$C_{14} H_8 O_4$
nzone	$C_{26} H_{10} O_2$
ygdaline	$C_{40} H_{27} Az O_{22}$, 6 HO ou $C_{40} H_{25} \overline{O_{22} Ad}$, 6 HO
aygdalates	$C_{40} H_{23}$ Δ O_{24}
ipurates	$C_{18} H_7$ Δ $Az O_6$

CINNAMÉS.

Cinnide (hydrure de cinnamyle et métacinnamédine)	$C_{18} H_8 O_2$
Chlorocinnose	$C_{18} \overline{H_4 Cl_4} O_2$
Cinnamates	$C_{18} H_7$ Δ O_4
Cinnamate éthérique	$C_{18} H_7 (C_4 H_5) O_4$
Cinnaméine	$C_{54} H_{26} O_8$
Péruvine	$C_{18} H_{12} O_2$
Coumarine	$C_{18} H_6 O_2$
Coumarates	$C_{18} H_5$ Δ O_4

XVI^e GROUPE.

MURONÉS.

Essences ou huiles essentielles, ou huiles volatiles.

Sous le nom de muronés, je réunis tous les produits connus sous celui d'essences ou d'*huiles volatiles* (1). Les essences sont généralement des *produits immédiats*, quelquefois elles sont le résultat d'une réaction chimique comme l'*essence d'amandes amères* et l'*essence de moutarde noire*. Par cela même qu'elles sont des produits immédiats, elles sont presque toujours formées de plusieurs principes. Souvent l'un d'eux est solide et l'autre liquide, ou bien ils sont tous deux liquides et possèdent des points d'ébullition très différens, qui permettent de les séparer par une distillation bien ménagée.

En général encore, les principes solides sont oxygénés et les principes liquides qui les accompagnent sont simplement formés d'hydrogène et de carbone: comme cela a lieu pour l'essence d'anis et ses congénères, pour l'essence d'ulmaire; il y a cependant des exceptions comme pour l'huile de camphre et le camphre, l'essence de lavande, etc.

Dans un grand nombre d'essences oxygénées ou non, les équivalens du carbone sont représentés par des multiples de 5, comme cela s'observe chez tous les térébés, la plupart des camphés et des anisés.

La plupart des essences appartient à des types mécaniques complexes et les élémens qui les forment y jouent des rôles très variables, ainsi que cela sera établi pour l'hydrogène et l'oxygène.

Les essences qui ne sont formées que de deux élémens, le carbone et l'hydrogène, ont une composition presque toujours la même, dans laquelle les équivalens de ces élémens sont dans le rapport 5 : 4. Les formules de ces essences sont donc toujours des multiples de $C_5 H_4$. C'est ce que l'on observe, d'une manière soutenue, dans tout le groupe des térébés.

La plupart des chimistes admettent que le carbone représenté par 75, l'oxygène étant 100, peut entrer en nombre impair dans la constitution des molécules des corps ou au moins des formules qui les représentent: l'ensemble des composés les mieux connus paraissant démontrer le contraire, on verra que des compositions de ce genre peuvent facilement être ramenées à des combinaisons par nombres pairs.

Les essences oxygénées connues renferment toutes 2 ou 4 équivalens d'oxygène dans leur molécule chimique ou dans celle qui représente 4 volumes de vapeur, ou bien enfin il y a 1/2 ou 1 équivalent d'oxygène dans chaque molécule de ces essences à l'état de fluide élastique (V. t. 1, p. 150). Les essences ainsi constituées jouissent des propriétés attribuées aux hydrures en général (V. *Hydrure de*

(1) Muronés vient du grec Μύρον, parfum liquide ou essence.

…, p. 703 de ce volume); leur caractère principal est d'absorber directement …valens d'oxygène et de donner ainsi naissance à des *sels hydriques* que l'on …e plus généralement par le nom d'acides.

…sulte de la combinaison qui vient d'être signalée des sels à 4 ou à 6 équi… d'oxygène (acides à 4 et à 6 équivalens d'oxygène).

…sels à 4 équivalens d'oxygène, aussi bien ceux qui dérivent des *muronés*, …x des autres séries, sont *simples* et n'admettent généralement qu'un seul …ent de métal dans leur molécule chimique.

…els à 6 équivalens d'oxygène, comme les amygdalates, les anisates, les …tes, se comportent comme les précédens; mais ils renferment bien certai… …a équivalens d'oxygène dans un autre état de combinaison que les 4 autres. …x équivalens d'oxygène tiennent lieu de deux équivalens d'hydrogène qui …nt point dans le composé; cela est démontré par la similitude des propriétés …es des hydrures à 2 et à 4 équivalens d'oxygène, des sels à 4 et à 6 …ns d'oxygène; cependant, comme l'oxygène, tout en tenant la place de …gène, n'en est pas moins un élément fort distinct et apte à jouer un tout …le, il en résulte que, dans bien des circonstances, les sels à 6 équivalens …ne cessent de se comporter comme les sels qui n'en contiennent que 4.

…ervation précédente peut servir pour établir les radicaux fondamentaux …nces. Ainsi l'*hydrure d'anisile*, $C_{16}\,H_8\,O_4$ a une composition brute tout-à- …mparable à celle d'un sel à 4 équivalens d'oxygène parfaitement défini; …mme il n'en a point les propriétés, on peut être assuré que sa composition, …e en apparence, correspond à $C_{16}\,H_8\,H_2\,O_2 = C_{16}\,H_{10}\,O_2$, composition …artient à un radical complexe $C_{16}\,H_{10}$ fort différent de $C_{16}\,H_8$.

…chloroïdes (chlore, brôme, iode, cyanogène, fluor) peuvent entrer dans la …tion des essences en remplacement de l'hydrogène qu'elles renferment. …s premiers de ces corps peuvent quelquefois s'y unir directement; mais cet …e est assez rare.

…otassium a été mis en contact avec quelques essences: en général il se …e à une partie de l'hydrogène qu'elles renferment. Il ne les désoxyde que …as où leur oxygène appartient à de l'eau combinée, et l'on profite de cette …té pour purifier celles du roupe des térébés.

…hlorure hydrique s'unit directement aux essences du groupe $(C_5\,H_4)_n$, et …les produits solides que l'on nomme *camphres artificiels*.

…l peut aussi s'unir directement à ces mêmes essences et joue sans doute un …t-à-fait comparable à celui du chlorure hydrique.

…xydes calcoïdiques ou natroïdiques jouent souvent des rôles fort différens, …s'ils sont employés à sec ou selon qu'ils sont hydratés. Pour avoir une idée …actions, ainsi que de celles produites par l'ammoniaque et l'azotate hydri… …yez l'essence de *gaultheria procumbens*.

…ulfate hémi ou monohydrique donne souvent naissance à des réactions assez …uées dans lesquelles il se produit des sels que l'on peut désigner d'une …e générale sous le nom de *sulfo-muronés : sels bi-basiques* comparables aux …*nates*.

…essences oxygénées, distillées sur de l'acide phosphorique anhydre, …t généralement de l'oxygène et de l'hydrogène dans les proportions qui …ent l'eau et donnent naissance à des carbures d'hydrogène dont on …e les noms en *ène : Menthène*, *camphogène*, *campholène*, *bornéène*, …, etc.

Doit-on admettre dans ces circonstances que les essences qui subissent la fication qui vient d'être indiquée, sont formées d'un carbure d'hydr d'eau? Cela peut être pour quelques-unes d'entre elles, comme pour la plu des térébés; mais cela ne saurait être admis dans tous les cas, puisque quel sences ne contiennent le produit moins carboné que l'on obtient en traitan la baryte anhydre. Bien des produits, dont le nom est terminé en ine ou ol, doivent pas être considérés comme les véritables radicaux des essences qui leur respondent.

En effet, il y a des essences qui sont produites par l'oxydation directe ou ind relle d'un carbure d'hydrogène, et il y en a d'autres qui ne contiennent de l'hydrogène que parce qu'elles ont absorbé de l'eau. Faut-il admettre, dans ces deux que l'oxygène y est combiné de la même manière et qu'il y a toujours de l'eau dans les composés oxygénés? non, bien certainement non.

Les essences distillées sur de la baryte anhydre donnent naissance à un carbonate et à un produit moins oxygéné. Le nouveau produit est généralement présenté par l'essence employée, moins de l'acide carbonique. Les produits obtenus sont comparables à l'*acétone* et aux produits que l'on termine en one (V. t. II, p. 464): camphelone; cependant on les termine quelquefois en ol comme l'anisol.

Les corps oxydans, tels que les chromates, les manganates les bi-oxydes de plomb et manganique, sous l'influence du sulfate hydrique, oxydent les essences en les modifiant; c'est-à-dire qu'ils les font passer à l'état de sels hydriques.

Presque toutes les essences liquides peuvent être obtenues limpides et incolores lorsqu'on les rectifie convenablement; mais celles du commerce sont presque toujours ambrées ou même d'un jaune assez foncé: l'essence de camomille est bleue.

Toutes les essences sont odorantes: leur odeur est même quelquefois très forte et désagréable, comme celle de l'essence de térébenthine; quelquefois aussi elle est très agréable et presque tous les parfums tirent leur odeur des huiles volatiles.

Il paraît qu'en distillant les essences à l'abri de l'air, soit dans le vide soit dans un courant de gaz carbonique, on diminue considérablement leur odeur, qu'elles la reprennent par leur exposition à l'air.

Le poids spécifique des essences est très variable; les unes sont plus denses que l'eau, comme celles d'amandes amères ou de laurier-cerise, de sassafras, de cannelle, de gaultheria; mais, en général, elles sont moins denses que ce liquide.

Les parties solides des huiles essentielles ont reçu de M. Berzelius le nom de *stéaroptènes*, et les essences liquides, celui d'*élaïoptènes* ou d'*élæoptènes*. Ces termes sont peu usités en France.

Les stéaroptènes sont généralement très fusibles; il en est peu qui soient à l'état solide au-delà de + 20°.

Le point d'ébullition des essences est aussi très variable et sert pour les obtenir et les isoler dans bien des circonstances; il est toujours plus élevé que celui de l'eau; cependant, elles sont entraînées avec la vapeur de ce liquide lorsqu'on les distille ensemble. Peut-être y sont-elles solubles à l'état de vapeur, et le composé qui se forme est-il détruit par la condensation à l'état liquide?

Les essences sont peu solubles dans l'eau. Elles sont, au contraire, généralement solubles dans l'alcool, le zymèther et les huiles fixes.

On falsifie souvent les essences avec des huiles fixes et de l'alcool. On connaît la première falsification en imbibant un morceau de papier avec

vaudo d'impureté, et en le chauffant légèrement : si l'huile est complé- ement exempte d'huile fixe, la tache faite sur le papier disparaît entièrement; il reste une tache formée par l'huile fixe, que la chaleur ne peut faire naître.

ur reconnaître si une essence est falsifiée par de l'alcool, on en introduit n tube gradué une colonne d'une hauteur déterminée; ensuite, on y ajoute ne chargée, mais non saturée, de sel marin, et l'on agite : l'eau s'empare de el, et l'essence est mise en liberté; il suffit de voir l'espace qu'elle occupe pour savoir dans quel rapport l'alcool s'y trouvait mêlé.

elques essences, telles que celles contenues dans les cryptes du péricarpe hespéridées, peuvent en être extraites par la pression (*V. Essence de citron*, 5). Les autres huiles sont en général extraites par la distillation. Pour cela on t avec de l'eau les matières qui les renferment; lorsque les essences sont peu iles, on emploie de l'eau saturée de sel marin parce que son point d'ébullition us élevé et que l'essence est plus facilement volatilisée : c'est ainsi que l'on pour extraire l'essence du cannelle.

e essences d'amandes amères, des fleurs d'ulmaire et de moutarde noire ne point toutes formées dans les matières qui les donnent, mais pouvant être nites par l'intervention de l'eau, il est nécessaire de faire préalablement ma- les matières dont on les extrait pendant 24 heures dans de l'eau, dont la tem- ure ne doit pas dépasser 50 degrés.

s essences se mélangent d'abord à l'eau, puis elles s'en séparent et viennent ccuper la partie inférieure ou la surface suivant que leur poids spécifique est grand ou plus faible que celui de ce liquide. On les décante facilement à d'une pipette. Cependant, quand on opère sur de grandes quantités, afin de ne pas employer de récipiens d'une capacité trop considérable, on se sert du *récipient florentin*, figuré ci-contre : l'essence se rassemble au fond de ce vase ou dans son col vertical, tandis que le liquide distillé s'écoule par le col latéral et est reçu dans des vases où l'on peut le conserver, ou bien, on le laisse perdre, s'il s'agit d'essences de plantes dont l'eau distillée est sans usage.

a végétal donné ne renferme généralement d'essence que dans une partie de ée de son individu et toujours dans la plus odorante, au-moins est-ce ainsi jus- à jour; mais, en considérant l'ensemble de tous les végétaux, on voit que les ces peuvent exister dans toutes leurs parties et qu'elles n'ont aucun organe dilection : c'est ainsi qu'on les extrait des racines des *amomées*, du cannellier, mphrier; des souches de l'*acorus verus*; des tiges du camphrier; des écorces nnelliers, de cascarille, de winter; des feuilles des labiées, des corymbifères, anger; des fleurs d'une foule de plantes, telles que le rosier, l'oranger, le mille; des boutons non épanouis du giroflier; des fruits du poivrier, du rier, des pimens; des péricarpes des fruits des aurantiacées.

ns la plupart de ces parties des végétaux, les essences existent dans des *eaux propres* ou dans des organes spéciaux, comme les cryptes des fruits urantiacées et des ombellifères; elles accompagnent les résines, les baumes; ei même leur doivent quelquefois leur origine, soit par une *hydratation*, ar une *oxygénation*.

La formation des essences dans l'intérieur des végétaux offrirait le plus grand intérêt si elle pouvait être connue; il est évident qu'elle se rattache à quelque phénomène physiologique du premier ordre et sur lequel on n'a aucune lumière jusqu'à ce jour. On sait seulement que les végétaux les plus riches en essences sont ceux qui croissent dans les pays dont la température est la plus élevée et la lumière la plus vive.

Les essences sont le résultat d'une réduction considérable, vu les élémens qui servent à la nutrition des végétaux; car il en est beaucoup qui ne contiennent pas d'oxygène, et toutes sans exception en renferment moins qu'il n'en faudrait pour transformer en eau tout l'hydrogène qu'elles renferment.

Il n'y a qu'un petit nombre d'essences qui aient été convenablement étudiées; les produits qui en dérivent forment des groupes plus ou moins circonscrits. Celles sur lesquelles on a peu de renseignemens sont rangées par ordre alphabétique; les autres ne peuvent figurer dans un traité de chimie.

Les muronés forment un groupe, établi depuis bien long-temps et qui n'est conservé que parce que l'étude des essences laisse quelque imperfection; cependant leur communauté d'origine, la similitude de leurs réactions, leurs relations de composition leur donnent encore un air de famille, qui permettra de le conserver encore bien long-temps.

TÉRÉBÉS.

Composition générale des radicaux de ce sous-groupe $C_5 H_4$.

Les principaux produits de ce sous-groupe sont remarquables par leur composition : ce sont de simples carbures d'hydrogène, dans lesquels les équivalens de carbone sont à ceux de l'hydrogène : : 5 : 4. Ils forment une série de corps isomériques les plus remarquables, soit par l'isomérie simple, soit par l'isomérie multiple. On a ainsi :

L'essence de citron, le citrène, le citrylène, etc. . . . . $= C_{10} H_8$
L'essence de térébenthine, le térébène, le camphène, le térébène et le térébylène. . . . . $= C_{20} H_{16}$
Le colophène. . . . . $= C_{40} H_{32}$

La plupart des composés de ce groupe s'unissent directement avec le chlorure hydrique et forment ainsi des produits que l'on a nommés des *camphres artificiels*, parce que l'un d'eux, le plus anciennement connu et celui que l'on fait avec l'essence de térébenthine, ressemble parfaitement au camphre ordinaire des laurinées.

Ces produits ont été déterminés par leur analyse, le poids spécifique de leur vapeur, la manière dont ils se comportent avec un faisceau de lumière polarisée et leur chaleur spécifique.

Traitant de ces produits dans l'ordre de leur condensation, l'essence de citron et ses dérivés seront décrits les premiers, tandis que ce rang devrait appartenir aux dérivés de l'essence de térébenthine dont l'étude est plus complète.

$C_{10}H_8$.

SSENCE DE CITRON, SES DÉRIVÉS ET SES ANNEXE.

ENCE DE CITRON. — Mélange de deux corps de la for-
$C_{40}H_8$. L'essence de citron et celles des autres fruits de
ille des aurantiacées existe naturellement dans des es-
de cryptes situés dans l'enveloppe de ces fruits, dont
ut l'extraire par la pression et par la distillation. Dans
mier cas, elle est très suave, d'une couleur jaune, et ne
se conserver bien long-temps parce qu'elle n'est point
dans le second, elle a une odeur moins agréable, mais
conserve indéfiniment. Elle est encore jaune, mais, par
uite de rectifications, on peut l'obtenir complétement
re. Son odeur est celle du citron; sa saveur est chaude;
ids spécifique est d'environ 0,847 à + 22°. Cependant,
l on distille cette essence, son point d'ébullition et le
spécifique du produit distillé augmentent graduelle-
usqu'à 0,877; le pouvoir rotatoire de cette essence, qui
xtrogyre, va en diminuant presque subitement de 78 à
'huile ordinaire dépose des cristaux blancs à — 20°, qui
roblablement un hydrate; celle qui a été suffisamment
ée ne présente plus cette propriété. Le poids spécifique de
eur d'une essence dont le poids spécifique était 0,844, a
uvé de 4,80 à 4,87 selon MM. Soubeiran et Capitaine (1).
ids spécifique est sensiblement le même que celui de
ce de térébenthine.

ssence de citron, soumise à l'action d'un courant de gaz
ydrique, donne deux produits dont l'un est solide et
e liquide : le premier est le *camphre de citron*. On les sé-
autant que possible par un abaissement de température
minue le pouvoir dissolvant que le camphre liquide exerce
camphre solide.

RÈNE. — Le *camphre solide de citron* se décompose lors-
cherche à le distiller, il n'exerce aucun pouvoir rota-

---

e pouvoir rotatoire de l'essence de citron diminue d'une quantité si con-
e quand elle atteint ce poids spécifique de 0,877, qu'il serait bien pos-
ue cette essence eût un autre poids spécifique à l'état de fluide elasti-
celui qui a été trouvé pour l'essence d'un poids spécifique de 0,844 à l'état

toire sur la lumière polarisée ; il fond à + 50°. Lorsqu'on le décompose par la distillation sur de la chaux, il abandonne un produit que l'on nomme *citrène*. Ce produit a une odeur moins suave que l'essence dont il provient, son poids spécifique = 0,847 ; il bout à + 165° ; le poids spécifique de sa vapeur = 4,73 ; il n'exerce point de pouvoir rotatoire sur le plan de la lumière polarisée, et diffère par là de la matière qui était contenue dans l'essence de citron et lui a donné naissance ; traité par le gaz chlorhydrique, il brunit et donne deux camphres, l'un solide et l'autre liquide.

CITRILÈNE. — Le *camphre liquide de citron* est facilement altérable et par cela même difficile à purifier. Il n'exerce aucun pouvoir rotatoire sur la lumière polarisée. Décomposé par la chaux, il donne un produit liquide que MM. Soubeiran et Capitaine ont nommé *citrilène*, c'est le même que le citrène de MM. Blanchet et Sell. Le poids spécifique du citrilène = 0,88 ; il bout d'abord à + 168°, il s'altère et le point de bullition s'élève à + 175° ; le poids spécifique de sa vapeur, difficile à obtenir par cette cause, est 5,08 ? Il n'exerce d'ailleurs aucune action rotatoire sur la lumière polarisée, comme le citrène.

Les *essences de cédrat*, de *limette*, d'*orange* et de *bergamotte* ont en masse la même composition que l'essence de citron. L'essence de bergamotte présente cette particularité remarquable, qu'on la sépare en deux essences dont l'une plus abondante, a un poids spécifique de 0,850, est fortement *dextrogyre*, et l'autre, celle que l'on obtient en dernier lieu, a un poids spécifique de 0,877 et est *sinistrogyre*.

ESSENCE DE COPAHU. — Cette essence a encore une même composition que les précédentes ; son poids spécifique est de 0,885 ; elle bout à 260°, est sinistrogyre et s'unit au gaz chlorhydrique avec lequel elle donne deux camphres : un solide cristallisé en prismes rectangulaires, droits, très courts, inodore, fondant à + 77° et commençant à se décomposer vers + 140° ; l'autre camphre est liquide ; il se trouve mêlé avec une matière brune qui le colore fortement et dont on n'a pu le purifier entièrement.

ESSENCE D'ÉLÉMI. C_{10} H_8. Cette essence, que l'on obtient en distillant la résine élémi, est liquide, incolore et très limpide ; son poids spécifique = 0,849 à + 15° ; son indice

raction = 1,472; elle est fortement sinistrogyre; son d'ébullition est à + 174 degrés. Le gaz chlorhydri y unit et donne naissance à deux camphres qui, olide et l'autre liquide, peuvent être représentés par s, Cl H.

C_{20} H_{16}.

ESSENCES DES TÉRÉBENTHINES ET LEURS ANNEXES.

lonne le nom d'essence de térébenthine au produit de la distillation des thines fournies par divers arbres de la famille des conifères. Les essences merce viennent de différentes localités : celle des Landes de Bordeaux duite par le *pinus maritima*, L.; celle des Vosges, dite à *odeur de citron*, duite par l'*abies pectinata*, DC. Ces essences sont formées par des prin mériques, mais dans des proportions certainement bien différentes; qui fait que les chimistes, qui les ont soumises à leur investigation sans mpte de leur origine, n'ont pas toujours su expliquer les différences bservaient.

ENCE DE TÉRÉBENTHINE. — Mélange d'au moins deux ces de la formule C_{20} H_{16}. Elle est incolore ou légèrement ambrée et possède une odeur forte, mais variable, qui est te de tout le monde comme étant celle qui est exhalée a peinture à l'huile; sa saveur est chaude et âcre. Par sons qui viennent d'être exposées, on a trouvé aux ès- s de térébenthine des poids spécifiques et des points d'é- ion variables; selon M. de Saussure, son poids spécifique 86 à + 0,22°; selon MM. Blanchet et Sell, l'essence de enthine de l'*abies pectinata*, DC. a un poids spécifique de) à + 15° et bout à 155°, celle des fruits du *pinus mugho*, à + 165° et possède une odeur agréable de néroli. L'es- de térébenthine du commerce, purifiée par la distilla- a un poids spécifique de 0,86 à 0,87 et bout de 157 à legrés; le poids spécifique de sa vapeur = 4,76, selon umas. Elle est sinistrogyre.

essence de térébenthine s'unit au chlorure hydrique, t fortement et donne au moins deux produits principaux ens : un camphre solide et un camphre liquide. Le cam- solide peut être séparé en grande partie par un abaisse- de température, la décantation et la pression. On le le ensuite par des cristallisations dans l'alcool. Ainsi

obtenu, le camphre de térébenthine est incolore et [illegible] comme la neige, selon la grosseur des cristaux, et possède [illegible] même odeur que le camphre des laurinées; il fond [illegible] de + 100°. Il se décompose partiellement quand on le [illegible] tille; peut-être pourrait-il subir cette opération dans le [illegible] sans éprouver d'altération; il possède le même pouvoir [illegible] toire que l'essence qui a servi à le former et proportionnel[illegible] ment à la quantité qui s'y trouve contenue.

On s'est servi de cette dernière observation pour démontrer que les corps [illegible] servent complétement leur état moléculaire en se combinant (V. Dumas, *Leçons de philosophie chimique*, professées au collége de France, 1836, p. 340); mais elle est bien loin d'avoir la portée qu'on lui attribue: 1° c'est un fait particulier, isolé, qui ne se représente même pas chez les autres composés de même nature, tels que le camphre liquide de térébenthine, les divers composés formés par l'essence de citron, etc.; 2° on a conclu ce fait de l'observation faite sur l'acide chlorhydrique dissous dans l'eau, dissolution qui est une véritable combinaison chimique, et l'on ne connaît pas encore comment se comporte le chlorure hydrique *libre*, vis-à-vis de la lumière polarisée; 3° il est reconnu aujourd'hui que les observations faites sur ces corps sont très inexactes et que la proportionnalité que l'on a admise peut fort bien ne pas exister: 4° enfin, il est certain aujourd'hui que les molécules se divisent en se combinant, et les diverses essences du groupe des térébés en offriraient la preuve la plus évidente si cela était nécessaire; ce ne sont donc que des élémens moléculaires qui se combinent, et le composé formé ne contient en réalité ni l'un ni l'autre des élémens qui ont servi à le produire. On peut encore ajouter à cela que l'on ignore réellement la cause qui fait que les corps font tourner un plan de lumière polarisée à droite ou à gauche, que les suppositions faites à cet égard, par Fresnel, sont relatives au phénomène considéré en lui-même et nullement à la structure des corps qui lui donnent naissance.

Cette preuve que l'on a regardée comme si convaincante pour démontrer la conservation complète de la *prédisposition moléculaire*, est donc bien loin d'avoir la valeur qu'on lui attribue.

Camphène, Dumas; *Térébène*, Soub. et Cap. — Si l'on fait passer la vapeur du camphre solide de térébenthine à travers un tube rempli de chaux vive provenant de la calcination de l'hydrate, placé dans un bain d'huile chauffé à environ 200°, il abandonne du chlorure hydrique. On peut l'en priver entièrement en répétant plusieurs fois cette opération sur le produit distillé. Le produit ainsi obtenu possède définitivement toutes les propriétés de l'essence de térébenthine qui lui a donné naissance, mêmes poids spécifiques à l'état liquide et à l'état de fluide élastique, même point d'ébullition; *ma*

exerce *plus aucune action appréciable sur la lumière polarisée.* De plus, si l'on cherche à le convertir de nouveau en camphre solide en le traitant par le chlorure hydrique, on obtient encore plusieurs produits : un solide, un liquide et une matière brune; enfin, le camphre solide qui provient de cette dernière réaction, après avoir été isolé, *ne possède lui-même plus le moindre pouvoir rotatoire.* Ces belles observations, dues à MM. Soubeiran et Capitaine, conduisent directement à admettre deux produits différens : celui qui existe dans l'essence de térébenthine et dans le camphre solide qu'elle fournit, et celui que l'on retire de ce camphre. Le premier de ces corps a reçu le nom de *camphène*, et le second, celui de *térébène.*

Il est évident qu'en détruisant le camphre solide de térébenthine par la chaux, on détruit en même temps le camphène, puisque ce camphène ne reproduit pas identiquement du camphre solide quand on le traite par le chlorure hydrique, il donne donc en même temps que le térébène ou autre produit qui n'a pas été déterminé.

Peucyl, Blanchet et Sell ou *peucylène*, Soub. et Cap., et *térébilène*, Soub. et Cap. — Le camphre liquide de térébenthine est *sinistrogyre;* lorsqu'on le décompose par la chaux, comme le camphre solide, il donne un produit entièrement privé de chlore, possédant toutes les propriétés du térébène et comme lui n'exerçant point d'action connue sur la lumière polarisée, *mais ne donnant pas de camphre solide par sa combinaison avec le chlorure hydrique :* le produit combiné est le *peucylène*, le produit libre est le *térébilène.*

Les *chloroïdures hydriques*, autres que le chlorure, s'unissent aux divers produits de l'essence de térébenthine et donnent des produits analogues à ceux formés par ce dernier corps.

Les *chloroïdes* réagissent aussi sur les produits de l'essence de térébenthine et donnent des composés dans lesquels un quart de l'hydrogène est remplacé par un chloroïde : on a donc $C_{20}\,\overline{H_{12}\,X\lambda_4}$ — Le *chloro-térébène*, ainsi formé, donne, lorsqu'on le distille, divers produits parmi lesquels on trouve le *monochloro-térébène* $C_{20}\,\overline{H_{14}\,Cl_2}$.

Hydrate d'essence de térébenthine $C_{20}\,H_{16},\,6\,HO$. L'essence de térébenthine abandonne quelquefois des cristaux

dont la formation paraît due à la présence de l'eau; en effet, si l'on ajoute quelques gouttes d'eau à l'essence de térébenthine, on voit que chacune d'elles devient en quelques instants un centre de cristallisation; ces cristaux sont des prismes rhomboïdaux de 84 et 96 degrés. Ils fondent vers + 150 degrés et se vaporisent à une température un peu plus élevée. 200 parties d'eau froide les dissolvent, mais 22 parties d'eau bouillante suffisent pour les dissoudre. Ils se dissolvent aussi dans l'alcool et l'huile d'oliette. L'essence de térébenthine ne les dissout bien qu'à chaud. La plupart des acides les dissolvent; l'azotate hydrique les détruit à l'aide de la chaleur.

Selon M. Wiggers et M. Deville, si l'on mêle ensemble 3 parties d'essence de térébenthine, 4 parties d'alcool et 1 partie d'azotate hydrique, on obtient, en peu de temps, une quantité très notable de cristaux d'hydrate d'essence de térébenthine.

C_{40} H_{32}.

COLOPHÈNE. — *Méta-camphène*, Ger., ou *Résinène* de Pelouze? C_{40} H_{32}. Si l'on distille un mélange d'essence de térébenthine et de sulfate hydrique concentré, on obtient d'abord du térébène, bientôt il ne distille plus rien, même à + 220°; mais si l'on élève la température à + 310° environ, on obtient un nouveau produit qui se condense sous forme liquide et qui est le *colophène*. Il paraît que ces corps se produisent à la température ordinaire, sous l'influence du sulfate hydrique, et qu'une température élevée est seulement nécessaire pour les séparer; car si l'on ajoute lentement de l'acide de sulfate hydrique à de l'essence de térébenthine, et si l'on agite, le mélange devient rouge et visqueux. Après 24 heures il s'est formé un dépôt noir; si l'on décante alors la liqueur qui le surnage et si on la soumet à la distillation, elle se décolore bientôt et donne d'abord du térébène, puis du colophène, comme précédemment.

Le colophène est dichroïque, incolore ou bleu d'indigo, selon qu'on le regarde sous telle ou telle autre incidence relativement à la direction de la lumière qui le traverse; son poids spécifique = 0,940 à + 9° et 0,9394 à + 250°; il bout de + 31

poids spécifique de sa vapeur est environ double
'essence de térébenthine, il a d'ailleurs la même
pondérale que cette essence. On peut donc ad-
doit être représenté par le symbole $C_{10} H_{32}$. Il
iz chlorhydrique, et ne donne point naissance à
de couleur d'indigo; mais qui n'est point assez
ra'il ait pu être étudié. — Il paraît s'unir direc-
le chlore, et donne un composé $C_{10} H_{32} Cl_4$ équi-
colophane (Deville. *Ann. de chimie et de phys.*,
XXV, p. 66 et suivantes).

ÉE DU PINUS ABIES.—M. Wœhler par la distillation des branches
euilles du *pinus abies* a obtenu une huile fluide, incolore, à odeur
des branches; sa composition ultime est la même que celle de
benthine ou de citron; mais son point d'ébullition est à + 167°
ces deux propriétés remarquables qu'en la distillant sur l'hydrate
ui donne l'odeur de l'essence de térébenthine, et qu'en la mettant
du potassium, elle prend une odeur très agréable analogue à celle
l'orange. Elle ne donne point de camphre solide par le chlorure
practik chemie, T. XIX, p. 252).

retiré des feuilles du *pinus sylvestris* une essence qui paraît avoir
le avec la précédente; elle était fluide, d'un jaune verdâtre, d'une
celle de la lavande; son poids spécifique était de 0,8859 à +
t en ébullition au-dessus de + 100° degrés et se dissolvait dans
l'éther. Distillée avec l'eau, elle a donné une essence incolore d'une
d'un poids spécifique de 0,868 à + 12 degrés, isomère avec
ébenthine, et ne produisant que peu de camphre par le chlo-
sans doute de camphre solide). *Ann. de Milon et Reiset*, 1848;

Annexes.

se rattachent au groupe des térébés par leur composition; mais
tre formées par l'union directe des radicaux $C_{10} H_8$ et $C_{20} H_{16}$.
de cubèbe, de genièvre et de poivre, appartiennent à cette caté-
ivent être représentées ainsi qu'il suit:

bèbe et de genièvre	$C_{15} H_{12} \times 2 =$	$C_{10} H_8$	+	$C_{20} H_{16}$
vre	$C_{25} H_{20} \times 2 = 3(C_{10} H_8)$		+	$C_{20} H_{16}$

DE CUBÈBE. $C_{15} H_{12}$? Cette essence, après avoir
: avec une dissolution de sel marin et desséchée
ure calcique, est visqueuse; son poids spécifique
son point d'ébullition est vers + 250°. Elle est
; lorsqu'on distille l'huile ainsi purifiée, elle aban-

donne de l'eau; cela conduit à penser qu'elle contient un hy... drate que le chlorure calcique ne peut détruire. Le produit privé d'eau par la distillation est moins visqueux que le précédent et a un poids spécifique de 0,919 seulement. Il s'unit au gaz chlorhydrique et donne un *camphre* qui, après purification et cristallisation dans l'alcool, est en prismes rectangulaires obliques; il est inodore et insipide, fond à + 131° et se dissout facilement dans l'alcool. Décomposé par la chaux à la température ordinaire, il donne une matière huileuse, noire à odeur de castoréum et de cubèbe, qui n'a pu être purifiée. Le camphre de cubèbe peut être représenté par C_{15} H_{12}, Cl H (1).

ESSENCE DE GENIÈVRE. C_{15} H_{12} ? Cette essence paraît formée d'au moins deux essences mélangées que l'on peut séparer par la distillation (2). Celle qui passe la première est incolore et la moins dense; son poids spécifique à l'état liquide =0,847, à l'état de fluide élastique, il est de 4,83 à 4,85; son point d'ébullition est d'abord à + 155° et s'élève jusqu'à 163° mais il augmente rapidement. L'huile volatile qui passe dernière à la distillation a un poids spécifique qui peut s'élever à 0,868 et la température de son ébullition peut s'élever à 280° au moins. L'huile la moins dense est sinistrogyre; elle donne avec le chlorure hydrique un camphre liquide ayant même composition que le camphre de cubèbe; il peut donc être représenté par C_{15} H_{12}, Cl H.

ESSENCE DE POIVRE. C_{25} H_{20}? Cette essence desséchée et rectifiée, est très fluide et incolore, son poids spécifique = 0,864; elle bout vers + 167° 5; sa vapeur a un poids spécifique de 4,74. Elle s'unit au gaz chlorhydrique et donne

---

(1) Cette composition n'est pas probable, le composé réel est, sans doute, C_{20} H_{16}, Cl H + C_{10} H_8, Cl H = 2 (C_{15} H_{12}, Cl H).

Voyez la note relative à l'essence du poivre, p. 733.

(2) La production de ces essences ne peut être attribuée à une action de la chaleur; car une essence rectifiée et desséchée, ayant un poids spécifique de 0,849, donne 0,6 d'une essence incolore ayant un poids spécifique de 0,849, et 0,4 de résidu ayant un poids spécifique de 0,868; or (0,849 × 0,6) + (0,868 × 0,4) = 0,856, densité moyenne égale à celle de l'essence avant la distillation. Cette densité qui prouve qu'elle n'a pas subi d'altération.

liquide dont la composition peut être représentée
; H_{20}, 2 Cl H. Cette composition paraît douteuse et
ubeiran et Capitaine, qui l'ont déterminée, pensent
pourait bien être due au mélange de deux camphres
s (1).

nces de basilic (*ocymum basilicum*, L.), de *cardamomum minus*, l'anéa partie fluide de l'essence de fenouil (*anœthum fœnieulum*, L.), ont encomposition qui se rattache à celle de l'essence de térébenthine.
phre des laurinées, le camphre de Bornéo, les essences oxygénées (*mentha pulegium*, L.) et de romarin, paraissent encore pouvoir se
i ce groupe éminemment remarquable.

Appendice.

TÉRÉBENTHINES DES CONIFÈRES.

Essence de térébenthine, colophane, acides pinique et sylvique.

art des arbres de la famille des conifères laissent suinter une matière rémi-fluide, très visqueuse, très odorante, que l'on nomme *térébenthine*.
enthine, desséchée sur l'arbre, forme le *galipot*; soumise à la distillation,
tage en *essence* volatile et en *colophane* plus fixe. Si l'on brasse cette
vec de l'eau pendant qu'elle est en fusion, on obtient la *poix résine*. La
obtenue à feu nu et en élevant davantage la température, est noire et
oms d'*arcançon* ou de *brai sec*.

benthines des conifères sont généralement formées d'une essence et d'une
iineuse solide contenant divers acides, des résines neutres solubles dans
des sous-résines insolubles, au moins c'est ce qui semble résulter de
des travaux entrepris sur les térébenthines, le galipot et la colophane.

lot a trouvé que la térébenthine de Strasbourg, produite par l'*abies*
avait la composition suivante :

l'extrait aqueux contenant du succinate hydrique.
le résine acide (acide abiétique).
le résinule (sous-résine insoluble dans l'alcool).
l'abiétine (résine neutre ou indifférente, insoluble dans l'alcool).
l'huile volatile (essence d'un poids spécifique variant de 0,851 à 0,856
+ à 13°).
le perte attribuée à l'huile volatile.

équivalens du carbone et de l'hydrogène étant représentés par 75 et
tivement à l'oxygène = 100, se combinent toujours par paires et ne

La térébenthine de l'*abies excelsa*, DC., a une composition presque identique avec la précédente.

Selon M. Unverdorben, la colophane est formée par deux acides organiques (hydriques) : l'*acide pinique* et l'*acide sylvique* (M. Berzélius nomme ces acides *acide α et acide β*), et d'une résine indifférente. En traitant la térébenthine cuite par l'alcool à 0,72, on dissout le *pinate* hydrique et un peu de résine indifférente; si l'on ajoute une dissolution alcoolique d'acétate cuivrique à la dissolution, il se forme un précipité de pinate cuivrique, et la résine indifférente demeure dissoute. Le pinate cuivrique dissous dans l'alcool contenant du chlorure hydrique, dans lequel on ajoute de l'eau, donne naissance à du pinate hydrique qui se sépare.

Le *pinate hydrique* est soluble en toutes proportions dans l'alcool, la térébenthine, l'essence de térébenthine et le naphte, et leur communique la propriété de rougir le tournesol.

Sylvate hydrique. Le résidu du traitement de la colophane ou de la térébenthine cuite par l'alcool froid, étant traité par l'alcool bouillant, s'y dissout et s'en sépare sous forme cristalline par refroidissement. Ce produit cristallisé est le *sylvate hydrique.* Il est sous forme de tables triangulaires; il ne fond qu'au dessus de + 100°. L'oxyde plombique s'y unit en déplaçant de l'eau. Il se dissout dans les essences, le naphte et les huiles grasses, et ne s'en sépare pas sous forme cristalline.

En dissolvant le *sylvate hydrique* dans le sulfate hydrique et le précipitant par l'eau, on le transforme en *pinate hydrique.*

M. Laurent a extrait du *galipot* un produit particulier : *acide pimarique* (du *pinus maritima*). Il suffit de choisir des morceaux de galipot aussi exempts de térébenthine que possible, de les traiter par l'alcool bouillant et d'abandonner la dissolution à elle-même : le pimarate s'en sépare et on le purifie par de nouvelles dissolutions. Il est soluble dans un poids d'alcool bouillant égal au sien et dans environ 10 fois son poids d'éther; il fond à + 125° et ne se solidifie qu'en repassant à une température beaucoup plus basse. Après avoir été récemment fondu, il a subi une modification polymorphique en passant à l'*état amorphe;* car il peut se dissoudre immédiatement dans un poids d'alcool égal au sien; mais il se sépare bientôt de la dissolution et repasse à son état primitif. M. Laurent a nommé le produit fondu : *acide pyromarique.*

Le pinate, le sylvate, le pimarate et le pyromarate hydriques ont tous la même composition et peuvent être représentés par $C_{40}\,H_{30}\,O_4$.

Il est probable que la résine indifférente et la sous-résine de térébenthine ont aussi la même composition que ces sels hydriques; car la colophane qui les renferme tous a aussi la même composition.

Il est éminemment probable encore que ces produits divers correspondent aux différentes modifications de l'essence de térébenthine et que chacune d'elles se rapporte à un acide et à des sels particuliers.

TÉRÉBENTHINE DE COPAHU.—*Baume de copahu.* Cette térébenthine découle de plusieurs arbres du genre *copahifera* de la famille des légumineuses, qui croissent

---

permettent pas non plus d'admettre cette composition. Les analyses ayant été exécutées avec beaucoup de soin, on peut admettre ce composé secondaire formé entre $C_{20}\,H_{16}$, Cl H et 3 ($C_{10}\,H_8$, Cl H) = $C_{50}\,H_{40}$, 4 (Cl H) = 2 ($C_{25}\,H_{20}$, 2 Cl H)

au Brésil et aux Antilles. Elle contient une huile volatile d'une odeur forte et d'une saveur âcre, qui a été décrite précédemment. Cette huile peut être isolée par la distillation, le reste est une espèce de colophane. Le copahu qui l'on préfère pour l'usage médical vient du Brésil et peut devenir demi-solide en 24 heures par l'addition du seizième de son poids de *magnésie calcinée*. Il est peu soluble dans l'alcool à 0,80 et se dissout en très grande quantité dans l'alcool anhydre.

La colophane de copahu, traitée à froid par le naphte, lui abandonne une résine acide, qui est sans doute du pinate hydrique. La résine insoluble dans le naphte froid est onctueuse, soluble dans l'alcool anhydre et dans le zyméther, et ne se dissout qu'à chaud dans le naphte. Selon M. Schweitzer, l'ammoniaque liquide dissout le copahu et abandonne par l'évaporation spontanée un sel hydrique cristallisé. Ce composé se ternit à l'air, se dissout dans l'alcool, l'éther, les essences et les huiles grasses. Sa composition est la même que celle des acides pinique et sylvique; elle est sans doute identique avec l'un d'eux, quoiqu'on lui ait donné le nom d'*acide copalivique*.

Dans le commerce on falsifie le copahu avec des huiles grasses, de l'huile de ricin et des térébenthines. Le meilleur moyen de reconnaître ces falsifications est d'y ajouter le vingtième de son poids de magnésie calcinée et de voir s'il se solidifie en 24 heures; la consistance du produit est en raison de la pureté du copahu.

Les huiles grasses sont facilement reconnues par l'alcool qui ne peut les dissoudre et les isole. L'huile de ricin étant soluble dans ce véhicule, ne peut être reconnue par ce procédé. On reconnaît encore rapidement la pureté du copahu en en laissant tomber une goutte sur un papier et en la desséchant au-dessus de la flamme d'une lampe à alcool : l'huile volatile s'évapore et le résidu devient cassant s'il ne contient aucune huile grasse.

Le mélange des térébenthines est beaucoup plus difficile à reconnaître, et jusqu'à ce jour on n'a pas un moyen assuré qui en décèle la présence.

CAMPHÉS.

Camphre des laurinées, camphre de Bornéo, leurs congénères et leurs dérivés.

Les produits de ce sous-groupe se rattachent à ceux du groupe précédent. Par exemple, le camphre de Bornéo, dépouillé d'eau par l'acide phosphorique, a la même composition que l'essence de térébenthine; le camphre ordinaire est représenté par $C_{20}\ H_{16}\ O_2$, l'acide camphorique est $C_{10}\ H_8\ O_4$ et ces produits paraissent bien dériver de quelque multiple de $C_5\ H_4$.

Dans la supposition précédente, le camphre est un oxyde correspondant à l'aldéhyde de la série zymosique, et le véritable camphogène aurait la même formule que l'essence de térébenthine.

CAMPHRE DES LAURINÉES.

$C_{20}\ H_{16}\ O_2$.

Le camphre des laurinées existe principalement dans le bois du tronc et des racines du *laurus camphora* de Linné; on en trouve encore dans les racines du cannellier, et dans plusieurs huiles volatiles de plantes de la famille des labiées, telles que la lavande, le pouliot, le romarin et la sauge. On l'obtient par la distillation. Cette opération se fait dans des alambics recouverts d'un chapiteau de bois rempli de paille de riz, dans lequel le camphre se condense. On l'obtient ainsi sous forme de petits grains que l'on recueille. Ces grains sublimés dans de grands matras avec 1/30e de leur poids de chaux vive donnent le camphre en pains. Le camphre raffiné est en masse blanche, translucide, cristalline; il possède une odeur forte, particulière et une saveur brûlante. Il est très volatil et sa vapeur se condense facilement en cristaux. Ces cristaux vont toujours se déposer du côté où la lumière arrive, ou bien où elle est la plus vive. Son poids spécifique varie de 0.985 à 0,996; il fond à + 175°, bout à + 204°; le poids spécifique de sa vapeur=5,317. La chaleur le décompose en un gaz inflammable et en matière huileuse, sans dépôt de charbon. Il est très inflammable et brûle avec une flamme blanche. Lorsqu'on le râcle au-dessus d'un vase rempli d'eau, les fragmens qui tombent sur cette eau se meuvent d'un mouvement giratoire très remarquable. On arrête immédiatement ce mouvement en touchant la surface du bain avec un peu de cérumen; on le reproduit en nettoyant la surface de ce bain avec un morceau de papier à filtrer. On pense généralement que la facilité avec laquelle le camphre s'évapore est la cause de ce phénomène; mais cette explication a été contestée et paraît insuffisante. Le camphre est élastique et difficile à pulvériser; cependant, on y parvient aisément par la trituration, si on l'imprègne de quelques gouttes d'alcool. Le camphre ne se dissout que dans environ mille fois son poids d'eau, et lui communique sa saveur et son odeur; il est beaucoup plus soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles volatiles, les essences et l'acétate hydrique; il absorbe 144 fois son volume de gaz chlorure hydrique à + 10° et sous

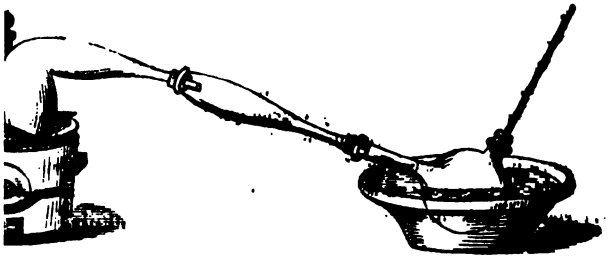
ression de $0^m,726$. Le composé ainsi formé est liquide et ructible par l'eau; il peut être représenté par $C_{20}H_{16}O_2$,ClH. chloroïdes exercent sur le camphre une action variée, et nent naissance à des produits dont l'étude a besoin d'être ise; ainsi le chlore n'agit point sur le camphre, même lumiere solaire; le brôme s'y unit tout simplement donne un composé rouge $C_{20}H_{16}O_2Br_2$, cristallisable estructible par l'eau; tandis que l'iode le détruit com- ement. Il se dissout dans l'azotate hydrique ordinaire, et ne un liquide que l'on nommait anciennement *huile de phre* et qui est décomposé par l'eau, comme le précédent. tion de l'azotate hydrique, aidée par la chaleur, donne sance au *camphate hydrique* par une simple oxydation. illé avec de l'acide phosphorique anhydre, ou sur le chlo- zincique selon M. Gerhardt, il donne le camphogène en lant de l'eau : $C_{20}H_{16}O_2 - 2HO = C_{20}H_{14}$. Si l'on fait er sa vapeur sur de la chaux vive, chauffée au rouge- n, il abandonne encore de l'eau et se trouve transformé un liquide bouillant à $+75°$, soluble dans l'alcool et er, qui est la *camphrone* de M. Frémy; sa composition t être représentée par $C_{30}H_{22}O$, ou le double probable- t, c'est-à-dire $C_{60}H_{44}O_2$. Le sulfate hydrique concen- , en quelques jours et par une digestion convenable, le sforme en un camphre liquide, ayant la même compo- on que celui qui lui a donné naissance, camphre que l'on t séparer par l'eau. C'est ici, sans doute, le cas de faire arquer que l'essence de *mentha pulegium*, a la même com- ition que le camphre et pourrait bien être identique avec roduit.

Chauffé avec la chaux potassée, sous une forte pression, camphre donne naissance au *campholate potassique*. Le duit ainsi obtenu, dissous dans l'eau et décomposé par sel hydrique, donne le *campholate hydrique* $C_{20}H_{18}O_4$. produit est cristallisable et incolore ou blanc, il fond + 80°, et bout à + 250°; le poids spécifique de sa va- r = 6,058. Distillé sur l'acide phosphorique anhy- , il donne le *camphol*ène $C_{18}H_{16}$, qui est un liquide inco- , bouillant à +135°, dont la vapeur a un poids spécifique 53. Par la distillation, le campholate calcique donne *campholone*, liquide huileux de la formule $C_{38}H_{34}O_2$ (De-

aussi eau.

Le camphre est employé en médecine ; on le d
rement comme un puissant anti-spasmodique.
italiens le considèrent comme un calmant et un
s'en sert aussi en fumigation ou en cigarettes, c'
en renferme quelques fragmens dans un tube qu
bouche comme un cigarre, et que l'on aspire l'
verse et se charge de sa vapeur. On le donn
après l'avoir divisé par l'alcool, dissous dans
et émulsionné par l'eau. Il est principalemen
voie pulmonaire et communique l'odeur qui
l'haleine des personnes qui en font usage. On
usage à l'extérieur après l'avoir dissous dans
forme ainsi l'*eau-de-vie camphrée*, dont on
traitement des foulures, des entorses, des cont
tures, etc. Il sert aussi pour faire l'huile camp
entrer dans divers linimens, dans le baume c
Administré à haute dose, il devient un poi
donner la mort. On le reconnaît principale
qu'il répand; car il n'est pas facile à isoler et
un caractère chimique qui permette de le
peut cependant le recueillir en traitant par
sur les matières qui le contiennent et en le
l'eau.

cette opération, le camphre ne fait qu'emprunter de l'oxygène à l'acide
, ainsi que la comparaison des formules de ces corps l'indique; mais, en
nps, sa molécule se divise en deux. L'oxydation complète du camphre
difficile, il est bon de saturer le produit par le carbonate potassique, qui
camphate potassique soluble dans l'eau, et dont le camphre se sépare fa-
En ajoutant un acide au sel dissous, on précipite le camphate hydrique
peut purifier par des cristallisations réitérées. Ce produit est soluble dans
le zyméther, les huiles volatiles et les huiles grasses. Il existe plusieurs
mphates (camphorates) qui sont peu connus. M. Malagati a obtenu le
: *éthérique* (*éther camphorique*) $C_{14}H_{12}O_4 = C_{10}H_7(C_4H_5)O_4$. C'est
le visqueux, d'une odeur forte et désagréable, d'un poids spécifique de
+ 16 degrés, bouillant vers 286° et décomposable en partie par la chaleur
qu'on cherche à le distiller.



CAMPHRIQUE ANHYDRE. — *Camphoride normal.* Gerh. $C_{20}H_{14}O_6$. Corps
able en prismes, ayant un poids spécifique de 4,194, neutre aux réactifs,
ble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, très soluble dans
bouillant qui l'abandonne en cristaux par le refroidissement, très soluble
yméther, fond à + 130°, fusible à + 217°, bouillant au-dessus de 270°.
uillante le transforme lentement en camphate hydrique par hydratation
on de sa molécule. Cette réaction est plus rapide sous l'influence des oxy-
bïdiques.

e camphorique anhydre et le camphate hydrique donnent avec l'alcool
camphovinique ou des *camphovinates*, s'il y a des bases en présence.
amphorique peut être obtenu en chauffant le camphate normal ou le cam-
hérique : c'est le produit solide qui se sublime; on le purifie en le faisant
er dans l'alcool bouillant.

LE DE CAMPHRE. $C_{10}H_{32}O_2$. L'arbre, qui produit le
ire, contient une huile que l'on peut en extraire en
çant avec une tarière et en recueillant le produit qui
le. Cette huile a été peu étudiée, elle a un poids spécifi-
: 2,945 à + 18°. Elle abandonne du camphre, lorsqu'on
se à une basse température, et sa composition indique

d'ailleurs qu'elle doit en produire par une simple oxyd
car $C_{40}\,H_{32}\,O_2 + 2\,O = 2\,C_{20}\,H_{16}\,O_2$.

CAMPHRE DE BORNÉO.

$C_{20}\,C_{18}\,O_2$.

Le camphre de Bornéo vient du *dryobalanops camphora* de Colebr, l
que cet arbre abandonne une matière huileuse, qui est formée de borné
quide, et de camphre de Bornéo qu'elle tient en dissolution et en suspen
camphre est en petits grains cristallins, incolores, possédant une odeur
phre et d'essence de térébenthine et une saveur brûlante; il est aussi d
l'eau, peu soluble dans ce liquide, plus soluble dans l'alcool et dans l'é
bout à 212° et peut être distillé sans altération. Chauffé avec l'azotate h
il perd 2 H et se trouve transformé en camphre des laurinées $C_{20}\,H_{16}\,O_2$;
avec l'acide phosphorique anhydre, il perd les élémens de 2 équivalens
se trouve transformé en *bornéène*. $C_{20}\,H_{16}$.

Le *bornéène* est un carbure d'hydrogène qui se rapporte au groupe
bés. Ce composé peut encore être obtenu en fractionnant les produits de la d
de l'essence brute de valériane. Il paraît être identique avec le *gaulthé*
M. Cahours. Il bout à + 160° et a un poids spécifique de vapeur de 4,
plus fortement sinistrogyre que l'essence de térébenthine.

ANISÉS

Les essences d'anis, de cumin, de badiane, de fenouil et d'estragon con
des principes communs qui se rattachent à ce groupe.

ESSENCE D'ANIS. L'essence d'anis est formée d'au moins deux matières
tes : une solide et une liquide; elle est généralement solide à la tempéra
naire, et l'on peut par la pression séparer les matières qui la forment. L
solide peut être purifiée par plusieurs cristallisations dans l'alcool.

Essence d'anis, concrète. $C_{20}\,H_{12}\,O_2$. Ce produit obtenu par le pr
vient d'être indiqué, est cristallisé en lamelles éclatantes; il possède un
faible et agréable d'anis, il est friable à 0°, fond à + 18° et bout à +
chlore réagit sur lui et donne naissance à plusieurs produits chlorés is
ques. Le brôme l'attaque violemment et donne naissance au *brom*
$H_9\,Br_3\,O_2$. Le sulfate hydrique le transforme en anisoïne que l'on peut
rer par l'eau. Il absorbe le gaz chlorure hydrique et s'y unit pour former
posé $C_{20}\,H_{12}\,O_2$, Cl H.

L'azotate hydrique donne naissance à des produits variés en réagissant
sence d'anis : l'un d'eux est l'anisyle, et l'autre est l'anisate hydrique.

Les oxydes calcoïdiques et natroïdiques n'exercent d'action sur cett
qu'autant qu'ils sont secs, portés à une température rouge et qu'elle est
vapeur; il se produit alors un composé qui n'a point été déterminé.

L'anisoïne est une matière solide, d'apparence résineuse, insoluble d

luble dans l'alcool, plus soluble dans le zyméther et les huiles volatiles; elle out dans le sulfate hydrique concentré et le colore en rouge; elle a la même sition ultime que l'aniside.

niside ou *anisyle*, $C_{16}H_8O_4$, prend naissance par la réaction de l'azotate hy- faible sur l'essence d'anis. Il apparaît d'abord sous forme d'une huile rouge lave avec de l'eau alcaline et que l'on distille dans un courant de gaz car- ue. C'est un liquide incolore, plus dense que l'eau, altérable à l'air, dont me le jaunit et le transforme en anisate hydrique. Il donne naissance à de le potassique quand on le fait parvenir sur de la potasse en fusion. Le chlore vertit en aniside chloré $C_{16}H_7ClO_4$. L'ammoniaque s'y unit lentement et naissance à une matière cristalline.

sate hydrique (*acide anisique* ou *draconique*) $C_{16}H_8O_6$. Ce produit se en faisant réagir l'azotate hydrique à 2 4° sur l'essence d'anis : il cristallise refroidissement et se purifie par des dissolutions dans l'alcool. Il cristallise umes; il fond à + 175° et peut être sublimé. Il est peu soluble dans l'eau ; mais il est plus soluble dans l'eau bouillante, surtout dans l'alcool et le ber. Les chloroïdes l'attaquent et forment plusieurs composés particuliers splaçant de l'hydrogène. Chauffé avec le baryte caustique, il donne l'anisol. nisate hydrique et le salicylate méthérique sont isomériques ; ils donnent actions différentes sous l'influence des hydroxydes natroïdiques, tandis donnent des réactions identiques sous l'influence des oxydes anhydres: duisent tous deux l'*anisole* (Cahours).

isole. $C_{14}H_8O_2$. Produit formé dans les circonstances qui viennent d'être ées pa la perte de deux équivalens d'acide carbonique qui restent unis à lte :

$$C_{16}H_8O_6 + 2BaO = C_{14}H_8O_2 + 2(CO_3Ba).$$

isol est liquide, incolore, [illegible] une odeur aromatique, bout au-des- + 150° ; il est insoluble dans l'eau, mais il est soluble dans l'alcool et éther. Il peut être distillé sur l'acide phosphorique anhydre sans être al- forme des composés correspondans avec les chloroïdes. L'azotate hydrique se et donne naissance à des composés azotés de la série anisique et de la série ue.

ence d'estragon est essentiellement formée d'un produit liquide, bouillant 200°, se comportant chimiquement comme l'essence d'anis concrète.

sence de fenouil amer, outre le produit indiqué p. 73[illegible], renferme encore une ation liquide de l'essence concrète d'anis; comme cette matière, elle bout à °, et pourrait bien être identique avec l'essence d'estragon.

sence de Badiane (fruit de l'*illicium anisatum*, L.) est presque identique avec e d'anis.

ACE DE CUMIN. — Cette essence contient deux principes : le *cuminol* et le e. Ces deux produits étant volatils à des températures différentes, peuvent parés par la distillation. Pour cela on distille l'essence et l'on recueille le t qui passe avant que l'on ait atteint la température de + 200° ; à cette nture, quand il ne passe plus rien, on remplit l'appareil de gaz carbonique chauffe davantage : le produit qui distille alors est le *cuminol*. Celui qui a meilli précédemment est principalement formé de *cymène*.

Cymène. C_{14} H_{12}. Le cymène existe naturellement dans l'essence de [illegible] peut aussi être produit en distillant ensemble le cuminate hydrique et la [illegible]. Il paraît qu'il se trouve encore parmi les produits de la distillation de la [illegible] (rétinylène de Pelletier et Walter, Ger.). C'est un liquide incolore, d'une [illegible] suave, bouillant à + 151°4, pouvant être distillé sans altération. Le poids spécifique de sa vapeur = 3,96. Comme tous les carbures d'hydrogène il est [illegible] soluble dans l'eau ; mais soluble dans les liquides carbonifères. Il est [illegible] chaud par l'azotate hydrique, et il forme l'*acide sulfocuminique* avec l'acide hémihydrique.

Cuminol. C_{20} H_{12} O_2. Liquide incolore ou ambré, possédant l'odeur du cumin, une saveur âcre et brûlante, bouillant à + 220°, ayant un poids spécifique de vapeur de 5,24. Il absorbe l'oxygène de l'air en donnant naissance à de l'acide cuminate hydrique. Les corps oxydans le transforment en *cuminate*. Le sulfate hydrique le colore en rouge foncé comme l'essence concrète d'anis. Chauffé avec le potassium, il perd de l'hydrogène et donne une masse gélatineuse que l'on transforme en cuminol et en oxyde hydro-potassique. Le chlore et le brôme forment avec lui des composés de la formule C_{20} H_{11} X O_2.

CUMINATE HYDRIQUE. C_{20} H_{12} O_4. Ce composé est cristallisable en tables ; sa saveur est acide et son odeur est analogue à celle de la punaise. Il fond un peu au-dessus de + 100°, bout au-delà de + 250° ; il est volatil, à peine soluble dans l'eau froide ; l'eau bouillante, l'alcool et le zyméther le dissolvent beaucoup mieux. Distillé avec le baryte, il donne du cumène et du carbonate barytique.

On obtient le cuminate potassique en mettant le cuminol en contact avec la potasse en fusion.

GAULTHÉRÉS.

ESSENCE DE GAULTHERIA PROCUMBENS. — *Huile de Wintergreen.* Cette essence, après avoir été purifiée, possède exactement toutes les propriétés et la composition du *salicylate méthérique*, et aurait pu, par cela même, être traitée en faisant l'histoire des méthénés ; mais si cette essence est un éther que l'on peut former artificiellement, elle ne présente pas moins des propriétés spéciales et des plus remarquables, qui exigent que l'on en fasse l'histoire à part. Ce qu'elle présente de plus digne d'intérêt, c'est que, par des réactions fort simples, auxquelles se soumet généralement les huiles volatiles lorsqu'on les étudie d'une manière approfondie, elle donne des produits qui se rattachent à trois séries différentes. Non-seulement elle est un éther composé représentant les types des salicylés et des méthénés, elle est un corps particulier, formant un type à part, ainsi que cela est démontré par la propriété qu'elle possède de se salifier et de donner naissance des *gaulthérates;* par l'azotate hydrique, elle donne d'abord de l'*anilate* ou [illegible] *gotate méthérique ;* puis du *carbazotate hydrique ;* par l'ammoniaque liquide elle donne la *salicylamide*, identique avec l'*acide anthranilique* qui se produit ordinairement en faisant réagir l'oxyde hydro potassique sur l'indigo ; enfin, en la mettant à l'action de la baryte anhydre, elle donne de l'*anisole*.

J'ai cru devoir entrer dans ces détails préliminaires pour appeler l'attention sur l'un des travaux les plus importans et les plus curieux de la chimie, travail que l'on doit à la sagacité de M. Cahours (*Ann. de Chim. et de phys.*, t. 2, p. 327 et suivantes).

ile de *gaultheria*, du commerce, est d'une couleur ambrée, mais il suffit
rifier pour l'avoir incolore ; son odeur est suave et persistante ; son poids
ue est très considérable, puisqu'il atteint 1,18 à + 10° ; elle commence à
r à + 200° et sa température devient fixe à + 222°. La première huile
ne est le *gaulthérylène* ; la seconde est le *salicylate méthérique*.

aulthérylène est un liquide isomère avec l'essence de térébenthine et de-
r conséquent être représenté par $C_{20}\ H_{16}$; son odeur est assez agréable et
que analogie avec celle du poivre ; il bout à + 160° ; le poids spécifique de
pur = 4,92.

ylate méthérique. $C_{16}\ H_8\ O_6 = C_{14}\ H_5\ \overline{(C_2\ H_3)}\ O_6$. Liquide incolore,
ant une saveur suave et aromatique, bouillant à + 222° ; le poids spéci-
e sa vapeur = 5,42. Il est peu soluble dans l'eau et très soluble dans l'al-
, l'éther, les essences de térébenthine et de citron. Sa dissolution aqueuse
une teinte violacée par l'addition d'un sel sous-ferrique.

c la potasse dissoute à froid, elle se prend en masse cristalline essentielle-
formée de gaulthériate potassique : $C_{16}\ H_7\ K\ O_6$. Si l'on ajoute un sel hy-
à ce composé on en sépare le *salicylate méthérique*, que l'on pourrait
r *gaulthérate hydrique*, dans cette circonstance ; si l'on chauffe ce produit,
donne du méthol et il se forme du *salicylate potassique*.

e donc d'abord ;

$$\underbrace{C_{16}\ H_7\ K\ O_6}_{\text{althérate potassique.}} + \underbrace{2\ HO}_{\text{Eau.}} = \underbrace{C_{14}\ H_5\ K\ O_4}_{\text{Salicylate potass.}} + \underbrace{C_2\ H_4\ O_2}_{\text{Méthol.}}$$

sur les sels hydriques :

$$\underbrace{C_{14}\ H_5\ K\ O_4}_{\text{Salicylate potassique.}} + \underbrace{XH}_{\text{Sel hyd.}} = \underbrace{C_{16}\ H_8\ O_6}_{\text{Salicylate hydr.}} + \underbrace{XK}_{\text{Chl. pot.}}$$

Faisons réagir le salicylate méthérique et la baryte anhydre et pulvérisée, la
rature s'élève et il se forme de l'*anisole* que l'on peut isoler et purifier com-
pent, par des lavages avec de l'eau alcaline et par la rectification sur du chlo-
alcique fondu.

a dans cette circonstance :

$$\underbrace{{}_{16}H_8\ O_6}_{\text{ylate méthér.}} + \underbrace{2\ BaO}_{\text{Baryte.}} = \underbrace{C_{14}\ H_8\ O_2}_{\text{Anisole.}} + \underbrace{2\ (CO_3\ Ba)}_{\text{Carbonate barytique.}}$$

nisate hydrique, qui est isomère avec le salicylate méthérique, donne exac-
nt les mêmes produits dans cette circonstance. Ces deux corps, traités par
aloïdes, forment par substitution, des produits correspondans, toujours
res, qui donnent des réactions différentes avec les alcalis hydratés ;
qui donneraient peut-être aussi les mêmes produits à une température
.

rsqu'on ajoute au salicylate méthérique, de l'azotate hydrique fumant

par petites portions, en ayant soin de refroidir le vase dans lequel ont été placées les matières réagissantes, on obtient une première combinaison qui est de l'*indigotate méthérique* = $C_{16}H_7AzO_{10}$ = $C_{24}H_4\overline{Az(C_2H_3)}O_{10}$. Si l'on ajoute plus d'azotate et si l'on chauffe le mélange vers la fin de la réaction, on obtient finalement du *carbazotate hydrique* $C_{12}H_3Az_3O_{14}$. Le potassium mis en contact avec l'essence purifiée, chauffée à + 70 degrés environ, donne l'hydrure de salicyle $C_{14}H_6O_4$. Lorsque l'on fait digérer en vase clos un mélange de 1 volume de salicylate méthérique et de 4 à 5 volumes d'ammoniaque liquide, le volume de l'essence diminue lentement, elle a complétement disparu après quelques jours, et l'on n'a plus qu'un liquide homogène de couleur brune, renfermant de l'*anthranilate ammonique*, que l'on en peut obtenir par l'évaporation, et dont on extrait l'anthranilate hydrique $C_{14}H_7AzO_4$ par la distillation. M. Cahours a trouvé que ce produit, qui était déjà connu, était de la *salycilamide* pouvant régénérer de l'ammoniaque sous l'influence prolongée des oxydes alcalins et des sels hydriques.

Appendice aux Muronés.

ESSENCE D'ABSINTHE. — Cette essence à l'état brut est liquide et d'un vert foncé; elle bout à + 180°. Le thermomètre reste ensuite stationnaire à + 200° et à + 205°. On la purifie assez bien par la distillation sur la chaux vive.

Le produit pur est incolore; il a pour composition $C_{20}H_{16}O_2$, comme le camphre: il bout à + 205°; sa saveur est brûlante, son odeur pénétrante, son poids spécifique = 0,973 à + 24 degrés. Il est dextrogyre.

ESSENCE D'ASPIC. — Cette essence, que l'on emploie dans la peinture, est extraite de *lavendula spica*, var. *latifolia;* elle est souvent falsifiée avec l'essence de térébenthine ou de romarin. Elle ne donne pas de combinaison solide avec le chlorure hydrique. Elle contient beaucoup de stéaroptène, que l'on obtient par la pression et que l'on purifie par la sublimation. Proust le considère comme identique au camphre des laurinées.

ESSENCE DE CAJEPUT. — Ce produit s'extrait du *melaleuca leucodendron* et du *melaleuca cajeputi* Roxb.

Cette essence est verte, pâle, très fluide; respirée en masses son odeur est désagréable; à l'état d'extrême division, elle est assez suave; elle n'est pas acide; son poids spécifique = 0,978.

La distillation peut la dédoubler en deux huiles distinctes: les premières qui passent sont incolores, d'une densité de 0,897; à la fin il distille une huile verte dont la densité = 0,920.

Selon MM. Blanchet et Sell, l'essence de cajeput pure a un poids spécifique = 0,927; elle bout à + 175°, en donnant une huile incolore d'un poids spécifique = 0,919 et bouillant à + 173°. L'iode se dissout dans cette essence sans faire explosion. Le potassium s'y oxyde sans la colorer. Le sulfate hydrique la brunit légèrement à froid. L'azotate hydrique n'exerce aucune action sur elle; sa composition est représentée par $C_{10}H_8O$, ou le double, et dans ce cas elle devient isomère avec le camphre de Bornéo.

ESSENCE DE CAMOMILLE. — Cette essence est liquide, bleue, soluble dans l'alcool et l'éther, en conservant sa couleur. Au-dessous de 0° elle s'épaissit et devient presque

lide; elle contient beaucoup de stéaroptène; distillée avec l'eau elle ne change
a de couleur.

ESSENCE DE CÈDRE. — Cette essence brute, débarrassée d'eau, se fige à + 27°; le bout à + 275° et continue jusqu'à + 292°, mais la distillation a lieu vers 282°. Le produit de cette distillation est formé d'un stéaroptène et d'un éléoptène e l'on sépare facilement par la pression à travers un linge; on traite ensuite la rtie solide par l'alcool qui s'empare de l'huile liquide, et, par plusieurs cristal-ations, on obtient l'essence de cèdre solide à l'état de pureté. L'essence liquide se rifie par des distillations ménagées.

Essence de cèdre solide. Cette matière est en masse cristalline, d'une odeur romatique et particulière; elle fond à + 74°; le poids spécifique de sa vapeur = 8,4; sa composition est C_{32} H_{26} O_2; elle est très peu soluble dans l'eau, mais le est très soluble dans l'alcool bouillant, d'où elle se précipite par le refroidis-ement en aiguilles cristallines d'un éclat brillant et soyeux.

Essence de cèdre liquide. Ce liquide est incolore, d'une odeur suave; son poids écifique est de 0,98 à + 14°; il bout de + 264° à + 268°.

Cédrène. Ce produit s'obtient en distillant à plusieurs reprises de l'essence de dre solide sur de l'acide phosphorique. Il est liquide, jaune clair, d'une odeur ute spéciale; sa saveur est d'abord faible, mais elle se développe, devient persis-ute et poivrée; son poids spécifique est de 0,984 à + 14°,5; il bout à + 248°, densité de sa vapeur = 7,9; sa composition est représentée par C_{32} H_{24}.

ESSENCE DE GIROFLE. — Cette essence est le produit de la distillation des clous girofle avec l'eau; elle est incolore quand elle est pure, transparente, d'une eur âcre et caustique; elle est encore liquide à — 18°; son poids spécifique varie 1,055 à 1,060, suivant Bonastre. Elle est un peu soluble dans l'eau et très so-le dans l'alcool, l'éther, l'acide acétique concentré et les huiles grasses; elle est s action sur les papiers de tournesol et de curcuma. Mise en contact avec le ore, elle en absorbe une grande quantité, se colore en vert, puis en brun et it par se résinifier. Le sulfate hydrique concentré la colore en rouge et la rési-ie partiellement. L'azotate hydrique à froid la colore en rouge, mais si l'on ve la température l'essence est transformée en oxalate tri-hydrique, et un abon-nt dégagement de vapeurs rutilantes a lieu.

Acide eugénique. D'après M. Ettling l'huile brute de girofle renferme deux stances, l'une qui jouerait le rôle d'acide; l'autre, neutre, qui aurait la même mposition en centièmes que les essences de citron et de térébenthine. On obtient principe acide en mêlant l'essence de girofle avec une dissolution concentrée de asse ou de soude caustique: il se forme ainsi une masse de consistance buty-e; on l'étend d'eau et on distille. Ce produit distillé est de l'eau et la matière otre. Le résidu étant filtré, cristallise en aiguilles qui sont un *eugénate alcalin.* n sépare la base au moyen d'un sel hydrique, et on a l'acide eugénique libre (eu-nate hydrique) que l'on peut purifier par des distillations. Ce sel est liquide, inco-re, oléagineux; son poids spécifique est de 1,079; il rougit le tournesol; sa veur est forte, brûlante, âcre et rappelle l'odeur de girofle; il bout à + 243°. Lorsque l'on veut avoir ce produit incolore, il faut le distiller dans un courant acide carbonique; sa composition est représentée par C_{40} H_{24} O_8.

Il forme des sels cristallisables avec la potasse, la soude, l'ammoniaque et la ba-te; il forme aussi un eugénate de plomb.

Si après avoir enlevé toute la caryophylline contenue dans les clous de girofle, au oyen de l'alcool chaud, on les distille avec de l'eau; on obtient une essence i

ne contient plus d'huile indifférente et qui se sature complétement par la potasse. Cette essence bout à + 155° et distille incolore dans un courant de gaz carbonique. M. Dumas pense que ce produit est de l'acide eugénique hydraté et lui a trouvé la composition suivante : $C_{40}\,H_{26}\,O_{10} = C_{40}\,H_{24}\,O_8 + 2\,HO$.

Eugénine. Ce corps obtenu par M. Bonastre dans l'eau distillée de girofle, se dépose en paillettes jaunâtres et nacrées. D'après M. Dumas, il est isomère de l'acide eugénique anhydre et se trouve à son égard dans les mêmes rapports que la benzine avec l'huile d'amandes amères.

Cariophylline. Ce corps, est solide, cristallisé en aiguilles déliées, réunies en faisceaux, incolore, insipide, inodore et rude au toucher ; il ne fond qu'à une température très élevée et s'altère facilement dans cette circonstance. Il est peu soluble dans l'alcool froid, mais il s'y dissout mieux à chaud et mieux encore dans l'éther.

L'azotate hydrique concentré transforme la cariophylline en une matière résinoïde ; les dissolutions alcalines en dissolvent à chaud une certaine quantité. Cette substance possède exactement la même composition que le camphre des laurinées ou $C_{20}\,H_{16}\,O_2$.

HÉLÉNINE. Cette substance existe dans la racine d'aunée (*Inula helenium*, L.) et fut découverte par Geoffroy le jeune et Lefebure. On l'obtient en distillant la racine d'aunée avec l'eau : il passe une huile jaunâtre, qui se fige au bout d'un certain temps. On peut l'obtenir cristallisée en laissant refroidir une dissolution concentrée et bouillante de racine d'aunée dans l'alcool.

L'hélénine se présente sous forme de prismes quadrilatères, blancs, d'une odeur et d'une saveur faibles ; elle fond à + 72° et bout entre + 278° et + 280° ; elle se volatilise avant de bouillir et répand une odeur analogue à celle de l'essence de patchouli ; elle est insoluble dans l'eau, très soluble dans l'éther et l'alcool, dans les huiles essentielles et dans la créosote.

Le chlore n'agit sur l'hélénine que sous l'influence de la chaleur ou des rayons solaires ; alors il se dégage du chlorure hydrique et il se forme un corps d'apparence résineuse.

Le sulfate hydrique dissout l'hélénine à froid en prenant une teinte vineuse ; si l'on ne chauffe pas, il n'y a pas de dégagement d'acide sulfureux et la solution contient alors un acide particulier que M. Dumas désigne sous le nom d'acide sulfo-hélénique.

Le chlorure hydrique est absorbé à la température ordinaire, et le produit devient liquide en prenant une teinte violette.

L'azotate hydrique, de concentration moyenne, la convertit à chaud en une résine azotée que l'on appelle *nitrohélénine*.

L'acide phosphorique anhydre la transforme en *hélénine*.

L'hélénine, dans une dissolution aqueuse de potasse, entre en fusion et finit par s'y dissoudre. Si l'on ajoute quelques gouttes de chlorure hydrique à la dissolution, l'hélénine se sépare sans altération. Si on la chauffe avec de la potasse sèche, une grande partie se volatilise et l'autre se carbonise ; en dissolvant le résidu, on obtient une liqueur colorée en brun que les acides troublent légèrement. L'hélénine distillée avec de la chaux caustique donne un liquide jaunâtre inflammable, neutre, qui ne se mélange pas avec l'eau et possède une odeur analogue à celle de l'acétone.

La composition de l'hélénine est représentée par $C_{15}\,H_{10}\,O_2$?

Eglénène. $C_{15}H_8$? Ce composé est liquide, incolore, moins dense que l'eau, d'une saveur âcre, d'une odeur faible; il brûle avec une flamme fuligineuse, et bout vers + 200°. Il est coloré en rouge, puis en vert et se résinifie à chaud par l'azotate hydrique.

ESSENCE DE MENTHE POIVRÉE. Dans le commerce on en distingue deux : l'une vient d'Amérique et dépose du *stéaroptène* par le refroidissement; l'autre vient d'Allemagne, d'Angleterre ou de France, et ne dépose pas ou peu de parties solides. D'après Giese, l'huile qu'on obtient de la plante verte et avant la floraison, ne dépose pas de stéaroptène; si au contraire elle était préparée avec la plante séchée pendant la floraison, elle déposerait une partie solide dans le produit de sa distillation avec l'eau.

Selon MM. Blanchet et Sell, l'huile liquide serait représentée par $C_{24}H_{20}O_2$; son poids spécifique varie de 0,9024 à 0,9170.

Essence de menthe concrète. $C_{20}H_{20}O_2$. Matière solide, en prismes incolores d'une saveur et d'une odeur caractéristiques, dont le poids spécifique = 5,62; elle fond à + 34° et bout à + 213°,5, sous la pression de 0m,76; elle devient jaunâtre par une ébullition prolongée; elle est insoluble dans l'eau, très soluble à froid dans l'esprit de bois, l'alcool, l'éther et le sulfure de carbone, et moins soluble dans l'essence de térébenthine. En contact avec le chlore, à la lumière diffuse, il donne naissance à un produit incristallisable, liquide, plus dense que l'eau, soluble à froid dans l'alcool, l'éther, l'esprit de bois et l'essence de térébenthine; sa composition pourrait être représentée par $C_{20}H^{31}_{2}O_2Cl^{3}_{2}$? Si l'on opère à la lumière solaire, on obtient un liquide beaucoup plus visqueux et dont la formule est $C^{20}H^{23}Cl^{11}_{2}O^2$?

L'essence de menthe concrète en contact avec le brôme donne lieu à une réaction violente : il y a dégagement de brômure hydrique et une belle couleur rouge prend naissance. L'iode a peu d'action sur elle.

Le chlorure hydrique sec, en contact avec l'essence de menthe concrète, est absorbé et lui fait prendre une couleur rouge de sang par transmission et brun noir par réflexion. L'azotate hydrique à froid la colore en rouge, sans dégagement de gaz, mais si l'on élève la température, il y a dégagement de vapeurs rutilantes et d'acide carbonique : dans ce cas, il se forme un acide, qui, uni à l'oxyde d'argent, donne un sel rapidement altérable à la lumière solaire. Cette essence distillée avec de l'acide phosphorique, donne naissance au *menthène*. La potasse caustique n'exerce aucune action sur elle.

Menthène. $C_{20}H_{18}$ Substance liquide, incolore, d'une odeur agréable, d'une saveur fraîche; son poids spécifique est de 0,851; elle bout à + 163°, le poids spécifique de sa vapeur = 4,94; elle est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'esprit de bois, très soluble dans l'alcool, l'éther et l'essence de térébenthine. Le sulfate hydrique à froid n'a aucune action sur elle; le chlorure hydrique le colore légèrement à la température ordinaire, mais si l'on fait bouillir le mélange, elle prend une couleur rouge.

ESSENCE DE NÉROLI. Cette essence est obtenue en distillant les fleurs d'oranger avec l'eau. Lorsqu'elle est récemment préparée, elle est incolore, mais elle rougit bientôt à la lumière. Suivant MM. Soubeiran et Capitaine, elle est formée de deux stéarines, dont une d'une odeur très agréable, rougit par le sulfate hydrique et existe dans l'eau distillée de néroli; l'autre, peu soluble dans l'eau, ne se rencontre que dans l'essence.

Le sulfate et l'azotate hydriques jaunissent l'essence de néroli et enlèvent son odeur. Cette essence produit un acide particulier quand on la met en contact avec le noir de platine.

Selon MM. Boullay et Plisson, on peut séparer un stéaroptène de l'essence de néroli. Il est en masse solide, fusible à + 50°, insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool absolu et très soluble dans l'éther.

ESSENCE DE SASSAFRAS. Cette essence extraite, du *laurus sassafras*, L., est liquide, un peu jaune, d'une saveur âcre et d'une odeur qui rappelle celle du fenouil. Son poids spécifique est de 1,09 à + 10°. Elle bout d'abord à + 125° et la température s'élève jusqu'à + 225°; elle est souvent falsifiée par l'essence de térébenthine qu'on en sépare par des distillations réitérées. Cette essence soumise à l'influence prolongée d'un abaissement de température, laisse déposer des cristaux qui, séparés de la matière qui les entoure, redeviennent liquides par l'élévation de température; alors on a un liquide incolore et dont la composition est représentée par $C_{20}H_{10}O_4$ et dont la densité de vapeur = 5,951.

L'essence de sassafras en contact avec le chlore, s'épaissit, devient blanche et opaque. Le brôme s'y combine en remplacement d'une partie de l'hydrogène en dégageant du brômure hydrique. Elle est colorée en rouge écarlate par l'azotate hydrique; et est transformée en oxalate trihydrique si l'on élève la température du mélange; avec l'azotate hydrique fumant elle explosionne plus fortement que les autres essences. Les hydroxydes natroïdiques n'ont pas d'action sur elle.

ESSENCE D'ULMAIRE (*Spiræa ulmaria*, L.). Cette essence n'existe pas dans les fleurs d'ulmaire, elle est le résultat d'une réaction due à la présence de l'eau comme cela a lieu pour la formation des essences d'amandes amères et de moutarde noire. On l'obtient par la distillation. C'est un liquide incolore, formé d'environ 1/3 d'une huile volatile appartenant au groupe des térébès et d'hydrure de salicyle (V. p. 672 de ce volume).

ESSENCE DE VALÉRIANE. L'essence de valériane brute, se compose de l'essence de valériane proprement dite et d'un hydrogène carboné dont la composition est représentée par $C_{20}H_{16}$; elle renferme en outre trois autres principes accidentels dont la quantité varie suivant l'âge et les conditions dans lesquelles elle a été placée. Récente et rectifiée, elle est neutre, limpide, et d'une odeur qui n'est pas désagréable. Le contact de l'air la résinifie et la rend fétide en raison de l'acide valérianique qui s'y développe progressivement. Une essence vieille est toujours acide et épaisse.

L'essence de valériane purifiée, est le *valérol* de M. Gerhardt, dont la formule est $C_{12}H_{10}O_2$. Pour l'obtenir à l'état de pureté, il faut maintenir pendant quelque temps à + 200° les dernières portions de la distillation de l'essence, puis les refroidir dans de la glace: il se prend en masses si elle ne contient pas d'hydrogène carboné. On lave ensuite le produit avec du carbonate de soude et on le distille dans un courant d'acide carbonique.

Le produit ainsi obtenu est incolore, ordinairement liquide à la température ordinaire; mais une fois qu'il a été refroidi à quelques degrés au-dessous de 0°, il se conserve solide jusqu'à + 20°. Il est neutre; son odeur est faible et analogue à celle du foin; il est moins dense que l'eau et peu soluble dans ce liquide, très soluble au contraire dans l'alcool, l'éther et les huiles essentielles. Il s'altère à l'air en donnant naissance à de l'acide valérianique.

Le sulfate hydrique le dissout et le colore en rouge de sang. L'azotate hydrique le convertit en une résine jaune, le brôme l'attaque et le rend poreux. La potasse

liquide et bouillante ne l'altère pas sensiblement; mais lorsqu'elle est en fusion, elle donne naissance à du carbonate et du valérate potassiques en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène (V. p. 590 de ce vol.).

Essences sulfurées.

Les essences de ce groupe contiennent du soufre en remplacement de l'oxygène et se rapportent, sans aucun doute, à d'autres groupes, non encore déterminés.

ESSENCES DE MOUTARDE NOIRE, DE COCHLÉARIA, DE RAIFORT, DE RACINE D'ALLIAIRE $C_8H_5AzS_2$. Cette essence paraît exister toute formée dans les feuilles du cochléaria (*cochlearia off.*, L.), dans les racines du raifort (*cochlearia armoracia*, L.) et dans celles de l'alliaire (*erysimum alliaria*, L.; *alliaria off.*, DC); mais elle n'existe point dans les semences de moutarde noire; cependant, ces semences peuvent en donner une quantité très notable, lorsque après avoir été pulvérisées et *mises en contact avec l'eau*, on les soumet à la distillation. Dans ce cas, l'essence est due à la destruction de myronates potassique et peut-être calcique, sous l'influence d'une matière particulaire, albuminoïde, nommée *myrosine*, contenue naturellement dans les semences de moutarde. Cette réaction singulière a beaucoup d'analogie avec celle à laquelle les amandes amères donnent lieu en pareille circonstance; mais elle a été moins étudiée; cependant, en résumant les faits contenus dans plusieurs mémoires des chimistes qui se sont occupés de ce sujet, il est probable que le myronate se décompose en un autre sel, peut-être un acétate, peut-être un formiate, et que l'essence prend naissance en se formant avec le reste des élémens du myronate : peut-être aussi se forme-t-il en même temps d'autres produits neutres. Dans cette circonstance, la myrosine paraît n'agir que par la présence (V. *les fermentations*).

Le mode de production de l'essence de moutarde, qui est le principe actif des *sinapismes et des pédiluves sinapisés*, indique le procédé qu'il faut suivre pour que ces agens possèdent la plus grande énergie possible; c'est-à-dire pour qu'ils contiennent toute l'essence qui peut s'y développer. Il suffit pour cela de mêler la farine de moutarde avec de l'eau froide, de manière à en faire une bouillie, et de les laisser ainsi quelque temps en contact; on ajoute ensuite l'eau chaude nécessaire

pour obtenir la température voulue par le mode de médication employée. Si l'on faisait d'abord usage d'eau chaude, la myrosine serait coagulée et elle ne pourrait plus transformer les myronates en essence de moutarde.

La graine de moutarde blanche contient de la myrosine et ne renferme que peu ou point de myronates; aussi ne donne-t-elle que peu ou point d'essence de moutarde. Elle renferme un autre principe sulfuré que les myronates, la *sinapisine*, principe qui ne peut être transformé en essence par la myrosine.

La racine de l'alliaire, plante qui appartient à la famille des crucifères, donne de l'essence de moutarde par la distillation avec de l'eau, tandis que ses feuilles contiennent de l'essence d'ail toute formée, qui leur communique une odeur qui est facile à reconnaître et qui lui a fait donner le nom qu'elle porte.

Au point de vue physiologique, ce fait est excessivement remarquable : il indique une de ces relations chimiques surprenantes, qui relie la famille des liliacées à celle des crucifères: familles extrêmement distantes par l'organisation des êtres qui les forment.

L'essence de moutarde est liquide, incolore, d'un poids spécifique de 1,015; elle bout à + 48°; le poids spécifique de sa vapeur est de 3,4 à 3,54; elle se dissout facilement dans l'alcool et l'éther; si l'on ajoute de l'eau à ses dissolutions, l'essence s'en sépare. Elle se combine au chlore en dégageant du chlorure hydrique; elle dissout le soufre et le phosphore qui cristallisent si on abandonne la dissolution à l'évaporation spontanée; chauffée avec le potassium, elle produit du sulfocyanure potassique et de l'essence d'ail : $C_8\,H_5\,Az\,S_2 + K = C_2\,Az\,SK + C_6\,H_5\,S$. Lorsqu'on la chauffe avec une lessive d'oxyde hydro-potassique, il se produit du sulfure et du sulfocyanure potassiques, comme avec le potassium, de l'ammoniaque et un corps particulier qui n'a pas été étudié.

L'azotate hydrique en contact avec cette essence produit une élévation de température, dégage du bi-oxyde d'azote en même temps que de l'acide azotosique, se colore en vert, puis en jaune, et finit en s'épaississant par former une masse spongieuse, insoluble dans l'eau et l'alcool, peu soluble dans l'éther, soluble dans l'oxyde hydro-potassique, d'où elle est précipitée par les sels hydriques, et que M. Lewig a nommée résine ni-

sinapique. Si l'on pousse l'action de l'azotate hydrique sur cette essence jusqu'à son maximum, il en résulte du sulfate, de l'oxalate hydriques et un acide incristallisable, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool et l'éther.

L'essence de moutarde se combine à l'oxyde plombique récemment précipité. Ce dernier corps s'empare du soufre, et si l'on distille, il passe une liqueur ammoniacale et il reste une substance cristalline mélangée au sulfure de plomb. Cette substance cristalline entre en fusion à + 90° et se décompose de + 170° à + 180°. M. Simon lui a donné le nom de *sinapoline*. Sa formule est $C_{18}\,H_{12}\,Az_2\,O_2$.

L'essence de moutarde noire s'unit directement au gaz ammoniac et donne naissance à un composé incolore et facilement cristallisable. La formule de ce composé est représentée par $C_8\,H_5\,Az\,S_2 + Az\,H_3 = C_8\,H_8\,Az_2\,S_2$ (1).

La préparation de l'essence de moutarde ressemble beaucoup à celle de l'essence d'amandes amères. Les graines de moutarde pulvérisées, sont soumises à la presse pour en extraire une huile fixe. Le tourteau, produit dans cette circonstance, est broyé et délayé dans l'eau froide. Après 24 heures de macération, on distille et l'on recueille l'essence par les procédés ordinaires. On la purifie ensuite par des rectifications et en observant le point d'ébullition de l'essence qui distille.

ESSENCE D'AIL. — Lorsque l'on soumet à la distillation avec l'eau, de l'ail (bulbe de l'*allium sativum*), on obtient une huile pesante, très volatile, soluble dans l'alcool, d'une odeur pénétrante connue de tout le monde, d'une saveur forte et attaquant la peau en déterminant de la douleur. Elle est sulfurée et paraît être un mélange. On a donné

(1) Le poids spécifique de la vapeur d'essence de moutarde indique que la formule $C_8\,H_5\,Az\,S_2$, qui représente cette substance, est entière ; c'est-à-dire qu'elle représente 4 vol. et ne peut être doublée. En outre le nombre impair des équivalens d'hydrogène qui s'y trouve, indiquent qu'elle est un *amide ;* car il ne faut point oublier que tous les corps organiques azotés dérivent de l'ammoniaque. D'une autre part, si cette essence est un amide, elle doit correspondre à un acide anhydre : $\overline{C_8\,H_3\,S_2}$ Ad. A ce titre, sa formule devrait être doublée. Cela ne pouvant point être, il est probable que c'est un amide spécial contenant l'amidogène au lieu d'hydrogène ; elle serait alors $C_8\,\overline{H_3\,Ad}\,S_2$; ou que cette formule renferme quelque erreur et qu'elle contient un équivalent d'hydrogène de trop. Dans ce cas, elle serait un *imide*.

le nom de *sulfure d'alyle* au composé $C_{12}H_{10}S_2$ que l'on obtient de l'
d'ail brute et qui paraît constituer l'essence pure. Pour l'obtenir, on recti
sence brute sur du potassium par plusieurs distillations semblables; on
ainsi un résidu renfermant beaucoup de sulfure de potassium et une huile
incolore, limpide, moins dense que l'eau, peu soluble dans l'eau, très
dans l'alcool et l'éther, réfractant fortement la lumière.

Le sulfate hydrique concentré dissout cette essence en prenant une tein
pre et abandonne l'huile si on y ajoute de l'eau. L'azotate hydrique concent
forme cette substance en oxalate hydrique.

Cette substance se combine avec l'azotate argentique, le chlorure hé
rique et l'acide chloro-platinique; elle ne paraît pas se combiner avec l
dissolutions métalliques.

Le composé argentique est cristallin, soluble dans l'eau, peu soluble dan
et l'éther; à + 100° il noircit, et si l'on continue d'élever la temp
il brûle et détone faiblement en laissant un résidu d'argent métallique.
s'en précipite à l'état de chlorure par l'addition du chlorure hydrique, il s
cipite également par le sulfure hydrique à l'état du sulfure argentique. Ce c
prend naissance lorsque l'on met en contact l'essence d'ail avec une dis
d'azotate argentique.

Le composé platinique est pulvérulent, jaune, insoluble dans l'eau, l'al
l'éther, décomposable par le sulfure ammonique.

Ce composé mercurique prend naissance lorsque l'on met en contact le c
hémi-mercurique dissous avec une dissolution alcoolique d'essence d'ail: il se
un précipité blanc très abondant, noircissant moins à la lumière que par
leur, qui est en outre peu soluble dans l'alcool et dans l'eau.

Résumé général des diverses séries du groupe des Muronés.

* *Térébés.*

Essences de citron, citrène, citrylène. Essences de copahu et d'élémi	$C_{10}\ H_8$
Essences de térébenthine, camphène, térébène, peucylène, térébilène,	$C_{20}\ H_{16}$
Hydrate d'essence de térébenthine	$C_{20}\ H_{16},\ 6\ HO$
Colophène	$C_{40}\ H_{32}$
Essences de cubèbe et de genièvre	$\frac{C_{10}\ H_8 + C_{20}\ H_{16}}{2}$
Essence de poivre	$\frac{3\ (C_{10}\ H_8) + C_{20}{}'H_{16}}{2}$

** *Camphés.*

Camphogène	$C_{20}\ H_{14}$
Bornéène	$C_{20}\ H_{16}$
Camphre des laurinées	$C_{20}\ H_{16}\ O_2$
Acide camphorique	$C_{20}\ H_{14}\ O_6$
Camphorate hydrique	$C_{14}\ H_8\ O_4$
Éther camphorique	$C_{14}\ H_{12}\ O_4$
Huile de champhre	$C_{40}\ H_{32}\ O_2$
Camphre de Bornéo	$C_{20}\ H_{18}\ O_2$
Campholate hydrique	$C_{20}\ H_{18}\ O_4$
Campholène	$C_{18}\ H_{16}$
Campholone	$C_{38}\ H_{34}\ O_2$
Camphyle	$C_{20}\ H_{14}\ O_2$

*** *Anisés.*

Aniside	$C_{16}\ H_8\ O_4$
Anisate hydrique	$C_{16}\ H_8\ O_6$
Anisole	$C_{14}\ H_8\ O_2$
Essence d'anis concrète	$C_{20}\ H_{12}\ O_2$
Cymène	$C_{18}\ H_{12}$
Cuminole	$C_{20}\ H_{12}\ O_2$
Cuminate hydrique	$C_{20}\ H_{12}\ O_4$

**** *Gaulthérés.*

Salicylate méthérique	$C_{16}\ H_8\ O_6$
Gaulthérilate potassique	$C_{16}\ \overline{H_7\ K}\ O_6$

Appendice.

Essence d'absinthe (comme le camphre)	$C_{20}\ H_{16}\ O_2$
Cédrène	$C_{32}\ H_{24}$
Essence solide de cèdre	$C_{32}\ H_{26}\ O_2$
Acide eugénique	$C_{20}\ H_{12}\ O_4$
Cariophylline (comme le camphre)	$C_{20}\ H_{10}\ O_2$
Menthène	$C_{16}\ H_{16}$
Essence de menthe concrète	$C_{16}\ H_{26}\ O_2$
Essence de sassafras	$C_{20}\ H_{10}\ O_4$
Valérol	$C_{12}\ H_{10}\ O_2$

Essences sulfurées.

Essence de moutarde noire	$C_8\ H_5\ Az\ S_2$
Sinapoline	$C_{14}\ H_{12}\ Az_2\ O_2$
Thiosinammine	$C_8\ H_8\ Az_2\ O_2$
Essence d'ail	$C_6\ H_5\ S.$

XVII^e GROUPE.

COLORÉS.

groupe réunit les matières qui sont connues sous le nom de *colorantes* de
ux ou de *tinctoriales* (1). Il est sans doute mal défini et aussi vague que
ux marrons; cependant, les matières colorantes possèdent des caractères
la généralité a lieu d'étonner, quand on songe que ces matières ne sont
es que par un caractère qui, jusqu'à ce jour, ne paraît nullement se
lier à leur constitution, caractère uniquement fondé sur l'existence d'une
ur qui n'a rien de déterminé puisque ce peut être du bleu, du jaune,
ge.

cepté le carmin, les matières colorantes de ce groupe sont toutes tirées des
aux: tantôt de leurs racines, comme de la garance, du curcuma, de l'or-
ne; tantôt de leurs bois, comme l'hématoxyline, la brésiline, la santaline,
rine; tantôt de leurs feuilles, comme l'indigo; rarement des fleurs, cepen-
on a employé anciennement la couleur du bleuet dans la peinture en minia-
quelquefois des fruits, comme la matière colorante du tournesol en dré-
, de la *graine d'avignon* ou des *rhamnus* en général. Les lichens fournissent
urs principes qui peuvent devenir colorés, comme on le verra en étudiant le
esol et l'orseille.

parait que les principes *colorés* des végétaux et même la carmine qui est
d'un insecte, sont *incolores* à l'état primitif, et qu'ils ne prennent de la
ur que sous l'influence de l'eau et de l'oxygène, ou sous l'influence de ces
corps, plus l'ammoniaque.

n sait depuis fort long-temps que l'indigo existe à l'état incolore dans les
ns et qu'il ne devient bleu que par l'action de l'oxygène. Dans ces der-
temps (1844), M. Preisser a généralisé ce principe et a trouvé un procédé
ul et unique par lequel on peut décolorer tous les matières colorantes et leur
re leur couleur par l'action de l'oxygène. Pour cela, il ajoute de l'hydrate
bique à une liqueur tenant en dissolution une matière organique colorée
uque; celle-ci se trouve ainsi précipitée à l'état insoluble en formant une es-
ce laque colorée. Ce précipité étant recueilli, bien lavé et tenu en suspension
l'eau, on y fait passer un courant de gaz sulfure hydrique : il se forme
précipité de sulfure plombique et, en même temps, la matière colorée,
ydée par l'hydrogène du sulfure hydrique, devient incolore et soluble dans

La matière incolore que l'on peut, le plus souvent, obtenir à l'état
lisé par l'évaporation, peut absorber l'oxygène de l'air et reprendre sa
ur primitive.

) Il eût été convenable de tirer du grec le nom de ce groupe, afin de suivre
nenclature usitée pour les groupes précédens; mais le nom qui aurait le
ux convenu eût été celui de CHROMÉS, qui n'a pu être employé parce qu'il
appelé les composés du chrôme.

La brésiline, la carthamine, la santaline, la carmine, la quercitrine, la lut
line, la morine, la bixine, la rhamnine et la fustine sont dans ce cas.

M. Decaisne, dans un travail remarquable sur l'anatomie et la physiologie de
garance, a démontré que la matière colorante de cette plante était primiti
jaune et qu'elle ne devenait rouge qu'après la mort du végétal et sous l'infl
de l'oxygène de l'air.

Robiquet a démontré que l'orcine, qu'il a découverte dans le lichen voisi
orcina, devenait d'un rouge violet sous l'influence combinée de l'oxygène et
l'ammoniaque, le même fait a lieu pour quelques autres principes tirés du
chens, pour la phlorizine, pour l'hématoxyline et la matière colorante du ma
L'ammoniaque ou l'oxygène seuls ne suffisent pas pour produire ces résul
Cela donnera peut-être un jour l'explication de la formation de l'indigo; ca
ce composé, tel qu'il existe dans les végétaux, contient de l'azote qui, sans
doute, a été fourni par de l'ammoniaque, et de plus il devient bleu sous l'infl
de l'air : c'est une action qui est complétée en deux temps.

La lumière exerce une action remarquable sur les matières colorantes : el
les détruit toutes; il en est qui sont si sensibles à son action que l'on s'en
servi pour obtenir les premières images photographiques, tel est le tournesol. La
température de 100°, continuée pendant quelque temps, finit par exercer
même action que la lumière.

Plusieurs matières de ce groupe sont cristallisées, comme l'indigotine, l'orci
la carmine de M. Preisser, l'hématoxyline, la morine, etc.; d'autres n'ont pu
être obtenues à l'état de cristaux comme l'indigo blanc, le carméine, l'érythr
léine, etc.

L'indigotine, l'orcine, l'alizarine et la purpurine peuvent être sublimées.

Plusieurs *colorés* sont solubles dans l'eau, surtout à l'état *incolore*, d'autres
sont insolubles et peuvent se dissoudre dans l'alcool ou dans l'éther; mais ce qui
distingue surtout, c'est de s'unir à l'hydrate d'oxyde plombique, à l'alumine hy
et de donner ainsi des espèces de *laques* insolubles.

L'alun seul ne fait point naître de précipité dans une dissolution de carmine,
mais il jouit de la propriété remarquable de la fixer dans les tissus. Ainsi, un tissu
peut être immergé dans une dissolution de carmine, sans se teindre en aucune
manière; celle-ci ne fait que l'imbiber et peut être enlevée complétement par des
lavages; l'alun ne la précipite point; mais, si le tissu a préalablement été imprégné
avec une dissolution d'alun, la matière colorante s'y fixe et ne peut plus en être
séparée par les lavages. Ce fait est général : les infusions ou les dissolutions des
matières colorantes ne peuvent être fixées dans les tissus que par des sels métal
ques que l'on nomme des *mordans*.

Dans les circonstances qui viennent d'être indiquées les tissus ou les fils qui
forment agissent par une action capillaire; car ils ne sont point détruits, la ma
tière colorante ne fait que se fixer dans leurs particules et donne ainsi des
combinaisons d'un ordre tout particulier, dans lesquelles les molécules ne sont
point entamées. Combinaisons que j'ai nommées *particulaires* (V. t. I, p. [illegible]

Pour qu'une matière colorée quelconque, minérale ou organique, puisse s'u
à un tissu et le *teindre* d'une manière durable, il faut qu'elle soit dissoute par
un véhicule qui puisse imprégner le tissu et qu'elle y devienne insoluble. Cet
ce principe général que repose tout l'art de la teinture. Quelques exemples serv
de démonstration : on teint avec l'orpiment en le dissolvant dans l'ammoniaque
y plonge le tissu, celle-ci s'évapore et le tissu est teint; on opère des do

positions dans les tissus, c'est ainsi qu'on peut les teindre en jaune en les
ignant d'un sel de plomb et les plongeant ensuite dans une dissolution de
ate potassique qui donne naissance à du chromate plombique; la teinture
bleu de Prusse s'opère par des procédés du même ordre; l'indigo blanc et
s dans l'eau peut pénétrer les fils des étoffes et devenir ensuite insoluble
n par l'action de l'oxygène de l'air; enfin, comme cela a été dit précé-
ment, les matières colorantes peuvent être fixées dans les tissus par les mor-
Ceux-ci n'ont pas pour unique fonction de fixer les matières colorantes, ils
nt aussi leur communiquer des teintes particulières: par exemple, avec un
bain de garance, on peut, dans une seule immersion, obtenir 5 à 6 cou-
ur un même tissu, selon les mordans que l'on y a imprimés, d'avance.

Matières bleues.

Indigo. — Tournesol. — Orseille.

INDIGO.

e principe qui donne naissance à la matière bleue de l'in-
existe à l'état incolore dans plusieurs plantes de familles
différentes: on l'extrait des feuilles de plusieurs espèces
enre *anil* ou *indigofera* de la famille des légumineuses; il
e dans le *pastel* ou *wouède* qui est l'*isatis tinctoria* L. de la
lle des crucifères; on le trouve encore en quantité très
ble dans le *nerium tinctorium* et dans le *polygonum tincto-*
. Les feuilles de cette dernière plante en contiennent
quantité si considérable que, lorsqu'elles sont sèches et
génées, elles ont une couleur bleu foncé et paraissent
que noires.

'indigo du commerce renferme plus ou moins de matière
rante, selon les espèces végétales qui l'ont fourni, les
x où il a été fabriqué et les procédés suivis pour son ex-
tion. L'un des plus estimés est celui de Guatimala. Un
indigo doit être homogène, d'une couleur franche, d'un
u très foncé à reflet cuivré et présentant l'aspect métalli-
, lorsqu'on le brunit avec l'ongle.

a matière bleue pure, à laquelle l'indigo doit sa couleur,
çu le nom d'*indigotine;* elle n'entre dans cette substance
pour 0,45 au plus; le reste est représenté par des matières
tales et minérales. Parmi ces dernières, on rencontre
quantité notable de carbonate de chaux. Ce carbonate

vient de l'hydrate calcique employé dans la préparation l'indigo.

L'indigotine est insoluble dans l'eau et l'on ne peut l'employer pour teindre les tissus qu'autant que l'on a pu la rendre soluble. On y parvient par des mélanges avides d'oxygène ou en la dissolvant dans le sulfate hydrique. Dans le premier cas, l'indigotine se décolore : on a donc de l'*indigotine bleue* et de l'*indigotine* incolore. Ce sont ces deux matières qu'il importe surtout d'étudier.

INDIGOTINE. — *Bleu d'Indigo.* $C_{16}\,H_5\,Az\,O_2$ (1). La matière bleue de l'indigo peut être obtenue sous forme de prismes rectangulaires, ou de prismes symétriques à 6 pans dérivant de prismes rhomboïdaux dont l'angle obtus est de 148°. Ces cristaux sont d'un bleu très foncé à reflet cuivré. Les prismes rectangulaires ont plus d'éclat sur les grandes faces que sur les petites (2). Lindigotine est inodore et insipide; lorsqu'on la chauffe, elle se réduit en vapeurs d'une belle couleur violette, qui se condensent sous forme de cristaux. Elle est insoluble dans l'eau, l'éther et les huiles grasses; mais elle se dissout en petite quantité dans l'alcool bouillant et le colore en bleu. Les chloroïdes, sous l'influence de l'eau, la décomposent et la transforment en produits chloroïdés, correspondant à l'isatine. Le sulfate hémihydrique dissout assez facilement l'indigo et donne naissance à un produit pourpre très soluble dans l'eau, que l'on peut considérer comme un sel copulé; car, par la substitution métallique, il donne des sels que l'on nomme *sulfopurpurates*. Le sulfate équihydrique dissout aussi la matière colorante de l'indigo, mais lentement et sans qu'il se dégage rien; il se forme un produit bleu que l'on nomme acide sulfo-indigotique et qui est un sulfo-indigotate hydrique ou plutôt encore un sulfate hydrindigotique. Les produits oxygénans tels que le chromate et l'azotate hydriques, lorsqu'ils sont dilués, oxydent l'indigo et donnent naissance à l'*isatine;* l'azotate hydrique plus

(1) Cette formule doit probablement être doublée. L'indigo est un corps si stable pour que cela ne soit pas ainsi.

(2) Ce fait est remarquable, quoiqu'il n'offre rien que de très naturel. Il peut être dû à ce que les prismes rectangulaires étaient formés de lames superposées.

, ou par une réaction plus prolongée, donne de l'*acide indi-*
gue, puis de l'*acide picrique*; l'azotate hydrique concentré,
en présence de l'indigo pulvérisé, donne naissance à une
tion si violente qu'il peut y avoir inflammation ; une dis-
tion bouillante d'oxyde hydro-potassique de 1,45 de poids
ifique dissout l'indigo, l'altère et donne une liqueur brune
on peut extraire un *acide* particulier que l'on a nommé
anilique. Si à la potasse on ajoute du bioxyde manganique,
forme de l'*anthranilate potassique*. La réaction la plus im-
nte que l'indigo puisse éprouver, est sa décoloration
l'influence des agens désoxydans. En même temps qu'il
sa couleur, il devient soluble dans l'eau sous l'influence
alcalis et peut redevenir bleu et insoluble en absorbant
gène de l'air. On profite de cette propriété pour le fixer
les fils et les tissus afin de les teindre en bleu. La décolo-
n de l'indigo est aussi le moyen le plus précieux pour
enir à l'état de pureté ; car après l'avoir obtenu à l'état
digo blanc et pur, en dissolution dans l'eau alcaline, on
la laisser repasser à l'état d'indigo bleu par l'absorption
oxygène de l'air, Pour la teinture on décolore généralement
ligo par un mélange de sulfate ferrique et d'hydrate calcique
ous ou suspendu dans l'eau. Cette réaction ne se fait avec
rapidité suffisante qu'à la température de l'ébullition de
. Pour appliquer l'indigo au pinceau, c'est-à-dire pour
peauter les tissus, on rend l'indigo soluble par un mélange
piment artificiel et de chaux hydratée. Les *cuves* pour la
ture se préparent généralement avec de la chaux, de la
sse et des matières organiques, telles que du *son*. Ces pro-
s qui suffisent pour la teinture ne peuvent donner de l'in-
tine pure. Le procédé qui convient le mieux pour cet usage
d trouvé par M. Fritsche. Il consiste à traiter l'indigo en
dre très fine par une dissolution de potasse et de glucose :
ra décrit dans l'article suivant.

INDIGO BLANC. — *Indigoture hydrique*, B. $C_{16}\,H_6\,Az\,O_2$. Ce
duit ne peut être obtenu qu'à l'état amorphe, ou fibreux; il
nodore, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool
dans l'éther ; lorsqu'on le chauffe, il devient pourpre et
t par se décomposer en laissant un résidu de charbon.
xygène de l'air, surtout par le concours de l'humidité, le
re en bleu ; il en est de même des corps oxygénans ; l'azo-

tate hydrique très concentré le détruit; le sulfate bini-hydrique le dissout facilement et le colore en pourpre. Il jouit de la propriété très remarquable de se dissoudre dans l'eau sous l'influence d'un oxyde natroïdique ou calcoïdique; la dissolution absorbe alors l'oxygène avec une grande avidité, devient verte, irisée à sa surface et laisse déposer de l'indigo bleu. Dans les procédés employés par la teinture, l'indigo blanc se trouve dissous à l'aide de la chaux; cependant quand on ajoute un excès à cette dernière, il forme avec elle un composé jaunâtre, insoluble, qui peut entraîner une grande perte d'indigo; il est donc important de n'employer que des quantités convenables de cette substance. Dans le procédé de M. Fritsche, on fait usage d'alcool.

1° Pour extraire l'indigo blanc par le sulfate de fer et la chaux, il faut employer pour 1 partie d'indigo en poudre très fine, 2 parties de sulfate de fer, 2 parties de chaux vive et 150 parties d'eau. Le sulfate de fer est dissous dans l'eau et l'on y ajoute ensuite l'indigo et la chaux que l'on a eu soin de délayer avec un peu d'eau; on agite bien ce mélange et on le laisse ensuite reposer; la réaction est plus rapide quand elle est aidée par la chaleur. Dans tous les cas, le mélange doit être placé dans un vase qu'il remplit complétement et qui est ensuite bien bouché pendant qu'il dépose, afin qu'il ne puisse absorber l'oxygène de l'air. On se sert pour cela d'un flacon ou d'un baril, selon les quantités sur lesquelles on opère. Quand l'indigo a perdu la couleur qui le caractérise, on décante le liquide clair et l'on précipite l'indigo blanc par le chlorure hydrique. Il est alors en flocons blancs que l'on recueille sur un filtre. Il faut ensuite le laver avec de l'eau distillée récemment bouillie pour le priver d'air, et le dessécher immédiatement dans de l'air très raréfié à l'aide d'une machine pneumatique.

Dans cette opération, le sulfate de fer est décomposé par l'hydrate calcique qui s'est formé : on a ainsi un dépôt de sulfate calcique et de l'hydrate équi-ferrique très avide d'oxygène : c'est cet hydrate qui, en se peroxydant, décolore l'indigo.

Pendant long-temps on a pensé que, dans cette réaction, l'indigo perdait l'oxygène et que, par conséquent, l'indigo blanc était moins oxygéné que le bleu. Il résulte des analyses de M. Dumas que dans l'indigo blanc les rapports de l'oxygène à l'azote et au carbone sont les mêmes que dans l'indigo bleu, et que ce ne doit point être là l'explication du phénomène. Ce chimiste a soutenu l'opinion

émise par Berthollet, que l'indigo blanc est de l'indigo bleu hydrogéné. Dans
ns, on peut admettre que l'oxygène de l'eau décomposée sert pour suroxyder
drate de fer et que son hydrogène s'unit à l'indigo bleu pour en faire de
igo blanc.

2° Le procédé de M. Fritsche peut facilement se pratiquer
une petite échelle et servir pour déterminer la valeur des
ligos.

Un flacon étant à moitié plein d'alcool bouillant, on y ajoute
iron 1 quarantième de glucose, autant d'indigo réduit en
dre très fine, et l'on y verse ensuite une dissolution alcoo-
e concentrée de potasse caustique. Si l'on ferme alors le
on et si on l'agite fortement, l'indigo se dissout rapidement
onne une liqueur brune qu'il faut laisser déposer et que
décante ensuite lorsqu'elle s'est éclaircie. En exposant la
eur claire à l'air, elle absorbe de l'oxygène, passe par dif-
ntes nuances et abandonne de l'indigotine bleue, qu'il suf-
le laver et de dessécher pour l'avoir pure.

ns cette opération, l'indigo se combine directement au potassium, en même
s que l'oxygène qui était uni à ce dernier se porte sur le sucre. Par l'action
xygène de l'air, le potassium repasse à l'état d'oxyde et l'indigo bleu se pré-
. Si à l'indigoture potassique on ajoutait un sel hydrique, il s'opérerait une
le substitution et il se formerait un sel potassique et de l'indigoture hydri-
u indigo blanc.

tte explication découle naturellement et simplement des phénomènes. Dans
, elle rend l'indigo bleu comparable à un élément chimique négatif.

TINE. C_{16} H_5 Az O_4, Laurent. L'isatine est due à la réaction des corps
ns sur l'indigo. Elle est en cristaux à 6 pans dérivant d'un prisme rhom-
l de 133°, d'une couleur rouge brun très éclatante; la poudre de ces cris-
est jaune orangé. L'isatine est inodore, fusible et volatilisable par la chaleur en
dant des vapeurs jaunes, extrêmement irritantes, condensables en cristaux
laires. Elle est un peu soluble dans l'eau froide et plus soluble dans l'eau
lante, qu'elle colore en rouge brun. Elle se dissout très bien dans l'alcool
lant et un peu moins dans le zyméther.

s chloroïdes réagissent sur l'isatine et donnent des composés qui leur
équivalens. Telles que la chlorisatine, Erd., ou *chlorisatinase*, Laurent,

H_4 Cl Az O_4; la *chlorisatinèse* C_{16} H_3 Cl_2 Az O_4; la *bromisatinèse*
H_3 Br_2 Az O_4, Laurent. Ces derniers produits se forment aussi lorsque l'on
réagir les chloroïdes sur l'indigo, Erdmann.

la température ordinaire, l'azotate hydrique dissout l'isatine en la colorant
run et la détruit à l'aide de l'ebullition. Le sulfate hémihydrique donne lieu
phénomènes en apparence semblables.

ous l'influence de l'eau, l'isatine, qui est neutre, s'unit cependant avec les
s. Dans ce cas, il y a combinaison avec un équivalent d'eau et un équi-

valent d'oxyde métallique, ce qui donne C_{16} H_6 Az O_5 pour l'acide indigo *anhydre*.

Si l'on dissout de l'isatine dans l'alcool et si l'on y ajoute du sulfure ammonique, il apparaît des lamelles cristallines incolores, d'un corps particulier, C_{16} H_6 Az O_2, isomère de l'indigoture hydrique que M. Laurent, qui l'a découvert, a nommé *isathyde*.

Extraction de l'indigo. — Le principe qui donne naissance à l'indigo, existe dans le parenchyme des feuilles qui lui donnent naissance. Les procédés à employer varient selon les espèces végétales qui le produisent.

Les feuilles des *indigofera* sont broyées et mises en infusion dans l'eau; la liqueur qui en provient est filtrée et soumise à un battage afin de l'aérer; on y ajoute ensuite de l'eau de chaux que l'on répartit également dans toute la masse : l'indigo se sépare et se colore. Quand il est déposé, on décante le liquide qui le surnage, on le recueille, on le met en presse et on le dessèche.

Dans cette opération la chaux se combine à l'indigo et aux matières particulaires, telles que l'albumine, qui se trouvent dans la liqueur. Elle opère ainsi une espèce de défécation et détermine la séparation de la matière colorante.

Les feuilles du *polygonum tinctorium* contiennent une quantité assez considérable de matière indigogène, et on peut l'en séparer par un procédé différent du précédent. On fait une infusion de feuilles du polygonum en versant de l'eau bouillante dessus. Cette infusion qui doit durer 12 heures au plus est ensuite filtrée, et l'on y ajoute environ 0,05 du poids des feuilles de sulfate hydrique : la liqueur se trouble et devient d'un vert foncé. 24 heures après elle contient une matière bleue qui est l'indigo; mais cet indigo a une apparence caillebottée.

On pense généralement que l'indigo est à l'état blanc dans les plantes qui le produisent; mais cela est loin d'être démontré; car il se dissout immédiatement dans l'eau ordinaire, et l'indigo blanc n'y est pas soluble. Cette matière serait-elle à l'état d'indigoture ammonique dans les plantes? Cela paraît possible et permettrait même d'expliquer facilement l'action de la chaux et celle du sulfate hydrique; mais ceci n'est point prouvé. Il résulte des essais que j'ai faits sur le *polygonum tinctorium*, que la chaux est loin de favoriser l'extraction

de l'indigo qu'il renferme et qu'il se pourrait bien faire que l'indigogène fût contenu dans des états de combinaison différents dans les *indigofera* et les *polygonum*.

TOURNESOL.

On distingue dans le commerce deux espèces de tournesol : le *tournesol en pains* et le *tournesol en drapeaux*.

TOURNESOL EN PAINS. — Le tournesol en pains est celui qui est employé dans les laboratoires de chimie. Son infusion sert pour reconnaître les *acides* et les *alcalis* : elle rougit par les premiers et bleuit par les seconds, même lorsque l'on n'en emploie qu'une quantité très minime. Pendant long-temps le tournesol a été le caractère distinctif de ces deux classes de corps ; mais aujourd'hui que l'on sait mieux apprécier son action, il n'est employé que pour des *déterminations*.

On s'est souvent demandé quelle était la couleur réelle du tournesol. Aujourd'hui on pense généralement qu'il forme les composés rouges avec les acides et des composés bleus avec les alcalis. Ces combinaisons étant définies, il en résulte que la sensibilité du réactif dépend de la quantité que l'on en emploie ; mais pour avoir un tournesol très sensible il faut y ajouter du chlorure hydrique dissous jusqu'à ce qu'il prenne une teinte pourpre. Alors la moindre quantité d'acide le fait rougir et la moindre quantité d'alcali le fait bleuir.

La matière colorante contenue dans la teinture de tournesol, libre de toute combinaison, a justement la couleur pourpre qui vient d'être indiquée, et voici comment on peut en donner la preuve : il faut rougir de la teinture de tournesol par du sulfate hydrique et la saturer par du carbonate barytique, elle donne alors une matière rouge pourpre, incristallisable et insoluble dans l'alcool, que l'on peut obtenir à l'état solide par l'évaporation dans le vide.

On peut être bien assuré que la matière colorante du tournesol se combine avec les oxydes ou les métaux qu'ils contiennent ; car sa teinture aqueuse se décolore et donne des précipités bleus par la baryte, l'acétate basique de plomb et l'azotate argentique.

Lorsque l'on ajoute un sel hydrique à la dissolution bleue du tournesol, elle donne naissance à un précipité rouge inso-

luble que l'on peut recueillir sur un filtre. Dans ce cas il s'est formé un sel avec l'alcali qui tenait la matière colorante en solution, et celle-ci s'est séparée ; mais elle est d'un rouge plus vif que quand elle est préparée comme il vient d'être dit, sans doute parce qu'elle retient un peu d'acide. Le borate hydrique ne lui donne qu'une teinte *vineuse* et non une teinte pelure *d'oignon ;* comme les sels hydriques que l'on nomme communément des *acides forts*. Cette dernière couleur est donc due à une réaction qui leur est propre.

La teinture de tournesol s'altère lorsqu'on la conserve dans un vase fermé ; elle finit par se décolorer. Si l'on ouvre le vase et si l'on permet l'accès de l'air, la teinture reprend sa couleur bleue. En ajoutant à la teinture du tournesol environ 1/3 de son volume d'alcool ordinaire, elle peut être conservée indéfiniment.

M. Gélis et M. Kane ont examiné la matière colorante du tournesol. Ces chimistes ont trouvé qu'elle était formée par la réunion de plusieurs matières distinctes. En effet, quand on a reporte à la préparation du tournesol, on voit qu'il est dû à des réactions successives dans lesquelles le principe colorant a dû subir plusieurs modifications et doit, par conséquent, se présenter sous différens états, sans même tenir compte des matières étrangères auxquelles il peut être associé.

Selon M. Kane, le tournesol contient quatre matières colorantes : l'*érythroléine*, l'*érythrolitmine*, l'*azolitmine*, qui en forment la majeure partie, et la *spaniolitmine* qui n'y existe qu'en petite quantité. La partie du tournesol soluble dans l'eau renferme peu de ces matières ; c'est donc du résidu insoluble que l'on peut les extraire en plus grande abondance. Pour cela, ce résidu est tenu en suspension dans l'eau, et l'on y ajoute du chlorure hydrique aqueux, tant qu'il ne se manifeste plus d'effervescence : les matières minérales contenues dans le tournesol se dissolvent et la matière colorante est mise en liberté ; on laisse déposer et l'on filtre pour la recueillir et la dessécher ensuite. Elle est alors traitée par l'alcool qui enlève l'érythroléine et l'érithrolitmine, tandis que l'azolitmine demeure dans le résidu. La liqueur alcoolique est distillée pour ne point perdre l'alcool et évaporée au bain-marie jusqu'à siccité. Ce nouveau résidu, traité par le zyméther, lui cède l'*érythroléine* et laisse l'érythrolitmine sans la dissoudre. L'azolit-

est obtenue du résidu insoluble dans l'alcool par des
mens à l'eau bouillante et l'évaporation. M. Kane admet
·e l'existence d'une autre matière colorante, non azotée,
uniolitmine.

rythroléine est demi-fluide ; mais elle est liquide à envi-
+ 38°. Elle est soluble dans l'alcool et l'éther, et leur
unique une belle couleur rouge ; elle est peu soluble
l'eau et la colore également. Elle est insoluble dans l'es-
de térébenthine ; l'ammoniaque liquide la dissout en
mmuniquant une magnifique couleur pourpre, sans trace
eu. Avec les oxydes métalliques, elle donne des laques
tes. Elle n'est point volatile et ne renferme pas d'azote.
ne lui assigne cette formule : $C_{26}H_{22}O_4$.

rythrolitmine a une tendance à cristalliser en petits grains
t indéterminables. Elle est d'un rouge pur sans nuance
rée. Elle est soluble dans l'alcool froid, plus soluble dans
l bouillant qui peut l'abandonner en cristaux granuleux
refroidissement lorsqu'il en est saturé ; elle est insoluble
e zyméther et à peine soluble dans l'eau. Elle se dissout
ne liqueur contenant de la potasse et la colore en bleu ;
l'ammoniaque, elle donne une matière bleue très in-
le dans l'eau. Sa composition peut être représentée par
$_{22}O_{12}$, HO.

zolitmine est une poudre d'un brun rouge foncé, amor-
insoluble dans l'alcool et le zyméther, mais un peu solu-
ans l'eau. Avec la potasse et l'ammoniaque dissoutes, elle
e des *liqueurs bleues* et représente la principale matière
ante de la teinture du tournesol ; celle que j'ai dit plus
être d'un rouge pourpre foncé. Elle a pour formule, en-
$C_{18}H_{10}AzO_{10}$?

tournesol en pains est préparé avec le suc de plusieurs
ns, principalement avec celui du *roccella tinctoria*, que l'on
nacérer avec de l'urine, du carbonate de potasse et de la
, au contact de l'air. Après cinq semaines environ, la
ur devient bleue. La présence de la potasse paraît néces-
pour obtenir la teinte bleue. Sans elle on n'obtiendrait
a teinte de l'orseille.

NESOL EN DRAPEAUX. — On donne ce nom à des chiffons teints en bleu
uc du *croton tinctorium*, de Linné (*crozophora tinctoria*, d'Ad. de Jussieu);

Le suc de cette plante n'est pas bleu, mais il le devient sous l'influen
moniaque.

Voici en peu de mots comment on procède : Le suc de la plante th
extrait par l'écrasement, des lavages et la pression ; on y plonge
chiffons bien dégraissés, que l'on en imbibe parfaitement et qu'il fait
aussitôt. Les chiffons une fois secs sont exposés à la vapeur du fumier,
une teinte bleue en quelques heures. Cette industrie fort restreinte n'
qu'au Grand-Gallargues, près Nîmes.

La matière colorante du tournesol en drapeaux n'est pas la même
tournesol en pains; lorsqu'on l'obtient par l'eau, elle donne une liqu
et non bleue par réflexion comme celle du tournesol. Les acides lui co
une couleur vineuse; mais les alcalis ne peuvent lui rendre sa couleur
l'on concentre la teinture de tournesol et si l'on y ajoute de l'alcool
pite une matière muqueuse, grisâtre, abondante, et la liqueur demeu
colorée. Si on l'évapore on obtient une matière d'un beau rouge
quescente et insoluble dans le zymèther (Gélis).

Le tournesol en drapeaux est presque uniquement exporté en Hol
sert pour colorer les fromages de ce pays.

ORSEILLE.

L'orseille est une matière d'une couleur violette employée en tein
préparé avec divers lichens en leur faisant subir une opération ana
qui donne le tournesol, à cela près que l'on n'y ajoute pas de carbo
qui conduirait finalement à la préparation de cette dernière matière co

Les matières qui donnent la couleur à l'orseille existent à l'état in
les lichens et ne développent de la couleur que sous l'influence de l'e
et de l'ammoniaque. Quelques-uns des lichens qui peuvent donner d
ont été examinés au point de vue des matières tinctoriales qu'ils contien
porte de les étudier d'abord. Ces lichens sont : le *roccella tinctoria*, l
dealbata et le *lecanora tinctoria*.

Robiquet a trouvé dans la *variolaria dealbata*, de la *variolarine*
cine.

M. Heeren, en examinant divers lichens, trouva l'*érythrine*. M. S
la *lécanorine*.

M. Kane a examiné avec soin la composition du *roccella tinct*
trouvé plusieurs produits déjà rencontrés par les chimistes qui vienne
tès, et quelques autres qui étaient inconnus avant son travail. Il a ex
la composition de l'orseille, et y a aussi rencontré des produits partic

Par des réactions fort simples la lécanorine donne naissance
et l'orcine peut produire l'orcéine. C'est donc dans cet ordre que n
dierons.

LÉCANORINE. $C_{19}\,H_8\,O_8$? Substance cristalline, incolore ou ver
luble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool froid, plus soluble dans l'al
lant, et soluble dans le zymèther et l'acétate hydrique. Lorsqu'on la ch
ment, elle se décompose en acide carbonique et en orcine qui se réduit en
peut être recueillie par la distillation. Bouillie avec l'eau, elle éprouve la
composition. Elle se dissout dans les liqueurs alcalines, mais en peu de

donne naissance à un carbonate et à de l'orcine. Avec l'ammoniaque, et au contact de l'air, elle finit par donner une liqueur pourpre. Cette substance peut être extraite de plusieurs lichens, particulièrement du *variolaria lactea*. Pour cela on l'épuise par l'éther, et l'on soumet la liqueur à l'évaporation; on obtient ainsi un résidu cristallin qu'il suffit de purifier par des lavages à l'éther froid et par des cristallisations dans l'alcool bouillant.

ORCINE. $C_{16}\,H_8\,O_4$, 3 HO. Cette substance est solide, limpide, incolore, en larges prismes, d'une saveur sucrée; elle n'est pas fermentescible. Elle est fusible, entre en ébullition à + 290°; sa vapeur a un poids spécifique de 5,7. Elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool. Excepté l'acétate tribasique de plomb, les dissolutions métalliques ne la précipitent point de sa dissolution. Sous l'influence de l'ammoniaque et de l'air, elle donne une liqueur pourpre foncé. Un seul de ces agens ne suffit pas pour lui communiquer cette couleur; elle est alors transformée en orceine. Avec la potasse dissoute et l'air elle donne une liqueur brune.

On peut extraire l'orcine du *variolaria orcina*. Pour cette opération ce lichen doit être épuisé par l'alcool bouillant. Par le refroidissement, la liqueur obtenue abandonne une matière céreuse que l'on sépare. Elle est ensuite évaporée et laisse un extrait que l'on reprend par l'eau. La dissolution aqueuse ainsi obtenue est concentrée et abandonnée à la cristallisation : elle donne de l'orcine impure, que l'on purifie en la dissolvant dans l'eau, la décolorant par le charbon animal et la faisant cristalliser de nouveau.

ORCÉINE. $C_{16}\,H_9\,Az\,O_7$. L'orcéine peut être produite par de l'orcine en poudre, que l'on soumet à l'action du gaz ammoniac mêlé d'air. Cette opération est facile à faire en la plaçant sous une cloche remplie d'air à côté d'un vase contenant de l'ammoniaque liquide et concentrée. Elle est alors d'une couleur violette très foncée. Elle se dissout dans l'ammoniaque en lui communiquant une couleur pourpre; elle se dissout dans l'eau contenant des oxydes natroïdiques, et leur donne une couleur rouge violette; les sels hydriques la séparent de ces dissolutions. Le sulfure ammonique communique une couleur brun-jaunâtre à la dissolution ammoniacale de l'orcéine, l'oxygène fait reparaître cette couleur; ce sulfure colore, en brun noirâtre, la dissolution d'orcéine dans la potasse caustique. Avec les sels plombiques ou l'azotate argentique, la dissolution ammoniacale d'orcéine donne des précipités brun foncé.

VARIOLARINE, Robiquet. — Substance trouvée par Robiquet dans le *variolaria dealbata*. Elle est cristalline, incolore, fusible et volatile; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans l'éther.

Si l'on traite le lichen qui vient d'être cité, comme s'il s'agissait d'en extraire l'orcine; le résidu insoluble dans l'eau est traité par l'éther, qui abandonne la variolarine à l'état cristallin par l'évaporation.

ERYTHRILINE, K. — *Érythrine*, Heeren. $C_{22}\,H_{16}\,O_6$. Substance trouvée dans le *roccella tinctoria*. Elle est amorphe, d'une couleur jaunâtre ou verdâtre, insoluble dans l'eau, même bouillante; cependant, celle-ci peut l'altérer et la changer en érythrine amère. Elle est soluble dans l'alcool, l'éther et les dissolutions alcalines; les sels hydriques la précipitent de cette dernière. Elle fond vers + 100° et se décompose, sans se volatiliser, à une température plus élevée. Selon M. Kane, cette matière s'unirait *directement* avec deux équivalens de base, comme un acide anhydre : cela ne paraît pas probable, puisqu'elle se dissout dans les liqueurs alcalines, et qu'elle en est précipitée par les sels hydriques. Dans tous les cas connus

de cette nature, appartenant à la chimie minérale ou à la chimie organique toujours un sel hydrique qui est séparé.

ÉRYTHRINE. K.—*Pseudo-érythrine*, Heeren. $C_5\ H_3\ O_2$? Substance in en lames micacées et brillantes, fusible à environ + 105°; elle ne perd d'eau à une température plus élevée, n'est point volatile, et se décompose les matières organiques non azotées. Elle est insoluble dans l'eau froide, t luble dans l'eau bouillante, qui l'abandonne en cristaux par le refroidis lorsqu'elle en est saturée; elle se dissout dans l'éther, dans l'alcool et dans l solutions alcalines dont elle est précipitée par les sels hydriques. Dissoute oxydes natroïdiques, au contact de l'air, elle communique une couleur brun dissolution, tandis qu'elle prend une couleur de vin avec l'ammoniaque. E donc un des principes colorans de l'orseille.

Selon M. Kane, la dissolution de l'érythrine ne précipite par aucune so métallique; mais sa dissolution ammoniacale donne un abondant précipité avec le nitrate ou l'acétate de plomb, et c'est le produit ainsi obtenu q chimiste a soumis à l'analyse pour connaître la capacité de saturation de l thrine! Il est évident que ce produit contenait un grand excès d'hydrate p bique et c'est ce qui fait que $C_5\ H_3\ O_2$ a paru saturer deux équivalens d' oxyde plombique. Du reste, même observation que pour la constitution de l thriline.

AMARYTHRINE ET TÉLÉRYTHRINE. — L'amarythrine ou érythrine amère e produit de l'altération de l'érythrine sous l'influence de l'eau bouillante et de C'est une substance liquide, brune, d'une saveur et d'une odeur de caramel est très soluble dans l'eau, très peu soluble dans l'alcool, et insoluble dans l'é elle s'unit aux oxydes métalliques et donne des composés bruns. Avec le pl elle donne une masse amorphe dont la composition peut être représentée $C_{22}\ H_{10}\ O_{14}\ 2\ PbO$?

L'amarythrine étant exposée à l'air pendant plusieurs mois, donne naiss à une masse de cristaux granulaires qui, étant purifiée, est de la télérythrine. substance est très soluble dans l'eau, moins soluble dans l'alcool, et ins dans l'éther; elle est amère et s'unit aux oxydes métalliques; avec l'ammon elle finit par prendre une teinte vineuse. M. Kane assigne la formule $C_{22}\ H$ à la télérythrine.

Aucune des formules de M. Kane n'a de probabilités pour elle; il faudr nouvelles observations pour les fixer d'une manière convenable. Elles indi toutefois, ce que l'on savait bien, que l'oxygène joue un rôle dans la form de ces dernières substances.

Les matières contenues dans l'orseille sont essentiellement formées par l'a tion des matières qui précèdent, sous l'influence de l'ammoniaque et de l'ai matières sont : l'*orcéine*, déjà décrite, l'*azoérythrine* et l'*acide érythroléique*. érythrine n'y entre qu'en très petite quantité. L'acide érythroléique est d quide à la température ordinaire, d'une couleur pourpre, presque insoluble l'eau qu'il teint cependant, soluble dans l'alcool, l'éther et les liqueurs lines; il forme des laques pourpres avec les oxydes métalliques. Sa comp est représentée à-peu-près par $C_{26}\ H_{22}\ O_8$. M. Kane pense qu'il sature tement un équivalent de base; comme les acides anhydres; cela est impos ne peut avoir lieu que par la substitution d'un métal à de l'hydrogène.

Matières rouges.

Garance. — Cochenille. — Carthame. — Bois rouges. — Orcanette.

GARANCE.

ns le commerce on donne le nom de garance à la racine
plante du même nom, le *rubia tinctoria*, L. de la fa-
des rubiacées. Cette plante est cultivée en Asie, dans di-
parties de l'Europe, et particulièrement dans le midi de
nce et dans l'Alsace, à cause des matières colorantes que
cine renferme. Ces matières colorantes, telles qu'on les
e dans la garance du commerce, sont au nombre de qua-
une matière d'une couleur fauve; une matière jaune, la
ine de M. Külhmann; *une matière orangée*, l'*alizarine*
M. Robiquet et Colin, et *une matière pourpre*, la *purpu-*
le MM. Gaultier de Claubry et Persoz. Il résulte des
rches organogéniques de M. Decaisne que la garance ne
it qu'une seule matière colorante, qui est d'une couleur
, et que cette matière passe par diverses nuances de
en absorbant de l'oxygène. La xanthine, l'alizarine et la
rine auraient donc toutes trois une même origine et dé-
ient probablement d'un même type, qui, lui-même, serait
re avant d'être jaune.

ITHINE. — Matière jaune de la garance trouvée par
ülhmann. Elle est amorphe et a l'apparence d'un ex-
d'une couleur orangée vive. Elle possède l'odeur de la
ce et une saveur tout à-la fois sucrée et amère. L'eau et
ol la dissolvent très facilement; mais elle est peu so-
dans le zyméther. Les alcalis la colorent en rouge
é et les acides en jaune citron. Elle n'est point précipitée
dissolution par les oxydes métalliques; mais elle peut
dant former des *laques* qui sont roses ou rouges.

traitant l'extrait alcoolique de garance par l'eau, on se
re de la xanthine; mais elle est rendue impure par des
res étrangères. M. Külhmann indique un procédé fort
liqué pour la purifier; il est probable que l'on y parvien-
en y ajoutant un peu d'hydrate plombique, qui précipite-
s matières étrangères, filtrant et évaporant la liqueur, et

en reprenant le résidu par l'alcool (Voy. *Journ. de Phys.*, t. XIV, p. 354).

ALIZARINE. $C_{30}\ H_8\ O_8$. Cette substance peut être obtenue sous forme de cristaux prismatiques d'une couleur orangée; elle est fusible, susceptible d'être sublimée; elle n'a ni saveur ni odeur; l'eau froide en dissout fort peu, l'eau bouillante en dissout davantage; les acides diminuent sa solubilité; elle est très soluble dans l'alcool qu'elle colore en rouge; l'éther en dissout moins et prend une teinte jaune; le sulfate hydrique concentré la dissout sans l'altérer; la combinaison qui se forme ainsi est détruite par l'eau qui précipite l'alizarine en flocons. Les dissolutions des oxydes natroïdes la dissolvent et prennent une couleur pensée; si l'on ajoute de l'eau de chaux, du strontiane ou baryte à ces dissolutions, on obtient un précipité bleu. L'alizarine est peu soluble dans une dissolution aqueuse d'alun, même bouillante; la purpurine, au contraire, s'y dissout assez facilement.

On obtient l'alizarine en traitant le *charbon sulfuré* (V. *ci-dessous*) par l'alcool bouillant, ajoutant de l'eau à l'alcool et soumettant le mélange à la distillation pour ne pas perdre: l'alizarine se sépare du résidu aqueux; on la recueille alors sur un filtre et on la dessèche. On peut ensuite la sublimer. Les cristaux obtenus ainsi doivent être lavés à l'éther pour les débarrasser des matières empyreumatiques qui les souillent.

PURPURINE. — Cette substance ressemble beaucoup à la précédente, mais elle a une couleur plus foncée, elle communique d'autres couleurs à sa dissolution, et elle est soluble dans une dissolution bouillante d'alun ordinaire, dont on peut la précipiter par le sulfate hydrique. Elle est moins soluble dans l'eau que l'alizarine, et très peu soluble dans la zyméther. Elle communique une couleur *rouge de grenat* aux dissolutions aqueuses des oxydes natroïdiques; les oxydes calcoïdiques font naître des précipités *rouges* dans sa dissolution aqueuse. Le sulfate hydrique la dissout et se colore en rouge vif; l'eau la précipite de cette dissolution en flocons d'une couleur jaune. Elle est d'ailleurs fusible, volatile et peut être sublimée comme l'alizarine.

On obtient la purpurine en traitant la garance par une dissolution bouillante d'alun, et en la précipitant par le sulfate hydrique.

garance est très employée en teinture. On lui substitue efois un produit que l'on nomme *garancine* ou *charbon que*. Ce produit est de la garance charbonnée par le hydrique, lavée à l'eau et séchée. L'alizarine résiste à a du sulfate hydrique, qui ne peut que la dissondre; trouve précipitée par les eaux des lavages et demeure à la matière charbonneuse.

garance donne des couleurs très variées, selon les mor- mployés pour la fixer. Cela tient à ce que tel mordant l telle matière colorante plutôt qu'à telle autre, et en- ce que les couleurs, qu'un même principe peut donner, t aussi avec les mordans. En appliquant les mordans batiste, par la méthode de l'impression, un seul et bain peut donner, sur un même tissu et dans une seule ion, du rouge vif, du rose, du lilas, du violet, la cou- uce et la teinte de bois, selon que l'on a employé pour ns, du sel d'étain, de l'acétate d'alumine, différens sels et de l'acétate de manganèse.

sque l'on emploie la garance pour teindre, il est conve- de la soumettre à des lavages à l'eau froide pour enlever tière fauve qui nuit à la vivacité des couleurs et à la pu- e leur teinte.

garance sert pour préparer des laques de diverses teintes es procédés qui sont tenus secrets.

COCHENILLE.

cochenille est un insecte hémiptère, le *coccus cacti*, L., nferme une matière colorante magnifique, pouvant don- ntes les nuances depuis le rose jusqu'au pourpre, en pas- ar le carmin. Elle est employée en teinture pour faire le *n* et la *laque carminée*.

matière rouge de la cochenille a été examinée collective- , en 1818, par Pelletier et M. Caventou, qui en ont séparé atière rouge, incristallisable, qu'ils ont nommée *carmine*, e du carmin qui était connu depuis fort long-temps, et elle est le principe colorant. En 1844, M. Preisser (1) a ntré que la carmine, quoique de nature animale, doit son e à une matière incolore. Ce dernier chimiste a donc

(1) Millon et Reiset, *Annuaire de chimie*. Paris, 1845, p. 385 et suiv.

en reprenant le résidu par l'alcool (Voy. *Journ.* t. XIV, p. 354).

ALIZARINE. C_{30} H_8 O_8. Cette substance p… sous forme de cristaux prismatiques d'une… elle est fusible, susceptible d'être sublimée… ni odeur; l'eau froide en dissout fort peu… dissout davantage; les acides diminuent… très soluble dans l'alcool qu'elle colore… dissout moins et prend une teinte ja… concentré la dissout sans l'altérer… forme ainsi est détruite par l'eau… flocons. Les dissolutions des oxyd… prennent une couleur pensée; … chaux, du strontiane ou baryte … un précipité bleu. L'alizarine … lution aqueuse d'alun, mêm… contraire, s'y dissout assez f…

On obtient l'alizarine … (V. *ci-dessous*) par l'alcool … cool et soumettant le mél… perdre : l'alizarine se sép… alors sur un filtre et on … mer. Les cristaux obten… les débarrasser des ma…

PURPURINE. — Cet… cédente, mais elle … nique d'autres co… dans une dissolu… peut la précipite… luble dans l'eau … zyméther. Elle … aux dissolutio… calcoïdiques … tion aqueus… rouge vif; … d'une coul… être subli…

On o… dissolut… hydriq…

…produite par … …nzôme. L'oxyde … …e laque et met l'oxyde … …tion des sels hydriques … …composés peuvent d'ailleurs … …s la colorent immédiatement … Par l'acétate plombique, … …précipité blanc qui bleuit à l'air … …foncé pour l'agitation.

…*xanthine*, Pelletier et Caventou … …produite par l'action de l'oxygène … …comme elle existe naturellement dans … …l'en extraire directement en suivant … …ier et Caventou. Pour cela la racine … …puisée par le zyméther, afin d'enlever … …contient; elle est ensuite épuisée par … …qui enlève la matière colorante et une … …graisse. Par l'évaporation, on obtient … …de petits grains qu'il est convenable de … …ther pour achever de les purifier. Selon … …la dissoudre dans l'ammoniaque et la … …te hydrique pour l'avoir pure et d'une … …amorphe, d'une couleur rouge très foncée.

l'alcool, insoluble dans
sant le tournesol,
matières al-
et la
lu-
rpre;
nlorure
bi-chlo-
très vive.
cuivre la rend
plomb donne
ercurique donne
otate hémi-mercuri-
-chlorure mercurique
itre aucun changement

kermès végétal et dans les
e la carmine; cette couleur est
même genre que la cochenille : le
acca.

CARTHAME.

(*carthamus tinctorius*, L.) de la famille des cynarocé-
einture sous le nom de *safran bâtard*. Ils contiennent
, dont une jaune et une rouge: cette dernière portait le
ais elle a été décolorée par M. Preisser, et on la nomme
, la matière incolore prit ainsi son nom.
a décrite parmi les matières de cette couleur.
$_9 O_5$? Cette substance est solide, en aiguilles pris-
ère, peu soluble dans l'alcool et moins encore dans l'eau;
ulfate hydrique sans le colorer, et il en est de même avec
hydriques; mais elle est décomposée par ces trois derniers
e la température.
décompose par la chaleur; sa solution se colore très peu
ais si on y ajoute de l'ammoniaque, elle prend une teinte
iendrait pas rose par l'ammoniaque sans le contact de l'air.
est précipitée par l'acétate plombique; le précipité est
devient rose avec le contact de l'air. Lorsqu'elle est cris-
ix équivalens d'eau qu'elle peut perdre par la dessiccation

amine on débarrasse le carthame de sa matière colorante
ages à l'eau, on la traite alors avec une eau alcalisée par
u précipite la liqueur par l'hydrate plombique qui précipite

donné le nom de *carmine* à la matière incolore et celui de *carméine* à la matière colorée.

CARMINE. — Si l'on épuise la cochenille par l'éther, afin d'en séparer une matière grasse qui s'unit à la matière colorante, on a un résidu qui, étant traité par l'eau, lui cède aisément cette dernière matière. L'hydrate plombique la précipite entièrement, et donne une liqueur incolore. Le précipité recueilli et traité par le sulfure hydrique, en suivant le procédé de M. Preisser, donne une liqueur presque incolore dont, par le refroidissement, elle se sépare en petits cristaux aiguillés, jaunâtres, que l'on rend incolores en les lavant avec de l'éther. Ainsi obtenue, la carmine est soluble dans l'eau, l'alcool, et peu soluble dans l'éther. Sa dissolution aqueuse absorbe l'oxygène de l'air, devient rouge en se teignant par la carméine qui prend naissance. Elle se colore également en rouge lorsqu'on la fait bouillir avec le chrômate de potasse, et donne des flocons de la même couleur, produits par une laque formée de carméine et d'oxyde de chrôme. L'oxyde hydro-potassique enlève la carméine à cette laque et met l'oxyde en liberté. La carmine rougit par l'action des sels hydriques minéraux, surtout l'azotate. Ces composés peuvent d'ailleurs la dissoudre. Les oxydes alcalins la colorent immédiatement en violet plus ou moins foncé. Par l'acétate plombique, sa dissolution aqueuse donne un précipité blanc qui bleuit à l'air et devient d'un bleu violet foncé pour l'agitation.

CARMÉINE, Preisser; *carmine*, Pelletier et Caventou. — Cette matière peut être produite par l'action de l'oxygène sur la carmine; mais comme elle existe naturellement dans la cochenille, on peut l'en extraire directement en suivant le procédé de MM. Pelletier et Caventou. Pour cela la cochenille pulvérisée est épuisée par le zyméther, afin d'enlever la matière grasse qu'elle contient; elle est ensuite épuisée par l'alcool bouillant qui enlève la matière colorante et encore un peu de matière grasse. Par l'évaporation, on obtient la carmine sous forme de petits grains qu'il est convenable de traiter encore par l'éther pour achever de les purifier. Selon M. Grothus il faut la dissoudre dans l'ammoniaque et la précipiter par l'acétate hydrique pour l'avoir pure et d'une belle couleur.

La carméine est amorphe, d'une couleur rouge très foncée,

le à + 40°, soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans méther. Les composés acides, ou rougissant le tournesol, nt sa couleur et la font passer au jaune; les matières al- s la font tourner au pourpre et au violet. Le baryte et la iane ne la précipitent pas; la chaux la précipite; l'alu- la précipite en donnant naissance à une laque pourpre; ls d'alumine ne la précipitent point. L'équichlorure que donne naissance à un précipité violet. Le bi-chlo- l'étain lui communique une couleur écarlate très vive. ls de fer la rendent brune, et le sulfate de cuivre la rend e et ne la précipite pas. L'acétate de plomb donne elle un précipité violet. L'azotate mercurique donne naissance à un précipité violet. L'azotate hémi-mercuri- roduit un précipité écarlate. Le bi-chlorure mercurique otate argentique n'y font naître aucun changement ent.

couleur contenue dans le kermès végétal et dans les es espèces de laques, est de la carmine; cette couleur est ite par des insectes du même genre que la cochenille : le *ilicis*, L. et le *coccus lacca*.

CARTHAME.

leurons du carthame (*carthamus tinctorius*, L.) de la famille des cynarocé- sont employés en teinture sous le nom de *safran bâtard*. Ils contiennent atières colorantes, dont une jaune et une rouge : cette dernière portait le carthamine; mais elle a été décolorée par M. Preisser, et on la nomme ant *carthamëine*, la matière incolore prit ainsi son nom.

atière jaune sera décrite parmi les matières de cette couleur.

AMINE. C_{26} H_9 O_5 ? Cette substance est solide, en aiguilles pris- s, blanche, amère, peu soluble dans l'alcool et moins encore dans l'eau; lissout dans le sulfate hydrique sans le colorer, et il en est de même avec ure et l'azotate hydriques; mais elle est décomposée par ces trois derniers orsque l'on élève la température.

st fusible et se décompose par la chaleur; sa solution se colore très peu tion de l'air; mais si on y ajoute de l'ammoniaque, elle prend une teinte ge. Elle ne deviendrait pas rose par l'ammoniaque sans le contact de l'air. olution aqueuse est précipitée par l'acétate plombique; le précipité est blanc, mais il devient rose avec le contact de l'air. Lorsqu'elle est cris- elle retient deux équivalens d'eau qu'elle peut perdre par la dessiccation vide.

obtenir la carthamine on débarrasse le carthame de sa matière colorante u moyen de lavages à l'eau, on la traite alors avec une eau alcalisée par nate sodique; on précipite la liqueur par l'hydrate plombique qui précipite

la matière colorante à l'état de carthamate plombique; on lave ce précipité, on le suspend dans l'eau et on le décompose par un courant de sulfure hydrique; on filtre et on abandonne le liquide à l'évaporation spontanée : s'il est suffisamment concentré, et on obtient ainsi des aiguilles incolores de carthamine pure.

Carthaméine. — Cette substance est de la carthamine oxygénée et colorée en rose rouge; elle a pour formule C_{26} H_9 O_7 ?

L'ammoniaque est préférable aux oxydes natroïdiques pour transformer la carthamine en carthaméine.

La carthaméine est pulvérulente, peu soluble dans l'alcool et l'éther auxquels elle communique une teinte rose ; elle est très soluble dans les dissolutions alcalines même carbonatés et les colore en jaune; elle est insoluble dans l'eau, les huiles grasses et volatiles et les sels hydriques dilués ; sa couleur est altérable à l'air et à la lumière solaire; elle rougit faiblement le papier de tournesol, et se décompose à la chaleur sans se sublimer.

La carthamine est employée pour colorer le talc en rose et former ainsi le *fard*.

Indépendamment de la carthaméine, le carthame contient encore une matière colorante jaune que l'on enlève avant d'obtenir la carthaméine; pour cela on lave le carthame par de l'eau contenant un peu de vinaigre. Cette opération préparatoire étant faite, on traite le résidu par de l'eau alcalisée par le carbonate potassique, qui s'empare de la carthaméine que l'on précipite ensuite de cette dissolution à l'aide du citrate hydrique.

En opérant ainsi on trouve que le carthame contient 5 pour 100 de carthaméine.

BOIS DE CAMPÊCHE.

Le bois de champêche est celui de l'arbre que Linné a nommé *hæmatoxylum campechianum* et qui appartient à la famille des légumineuses. Ce bois est peu coloré, lorsqu'il est fendu récemment; mais il prend une teinte d'autant plus foncée qu'il est resté plus long-temps à l'air; ce changement de couleur est principalement dû aux émanations ammoniacales.

La matière colorante de ce bois a été isolée par M. Chevreul qui en a fait connaître les principales propriétés; elle l'a été ensuite par M. Erdmann qui a complété son histoire. On en prépare aujourd'hui de grandes quantités pour la teinture.

HÉMATINE OU HÉMATOXYLINE. C_{16} H_7 O_6, 2 H O ? Cette substance cristallise en prismes rectangulaires à quatre faces qui ont les arrêtes latérales tronquées; elle est jaune claire et sa poudre est blanche; elle est peu soluble dans l'eau, plus dans l'alcool et l'éther; ces dissolutions exposées à la lumière deviennent jaunes. L'hématine se colore en rouge par les actions combinées de l'air et de l'ammoniaque. Lorsqu'on la chauffe, elle entre en fusion dans son eau qu'elle abandonne et finit par se charbonner, si l'on continue à élever la température.

Le chlore la brunit et la rend incristallisable; l'azotate hydrique la transforme en oxalate hydrique avec une vive effervescence; le chlorure et le sulfate hydriques ne semblent pas l'altérer.

La solution de cette substance réduit instantanément l'azotate argentique et l'acide chloraurique ; elle est précipitée par l'eau de baryte, l'oxyde hydro-

lissolution et l'acétate plombique ou tri-plombique: ces précipités
s de couleur au bout d'un certain temps.
ıir l'hématoxyline, on traite par l'éther un mélange de bois de cam-
isé et mêlé avec du sable; on décante, on distille l'éther jusqu'à ce
e ait acquis la consistance d'un sirop, on ajoute de l'eau et on aban-
ristallisation.
. — Cette substance est le résultat de l'action simultanée de l'am-
de l'air sur l'hématine, sa formule est C_{16} H_6 O_6; elle est en
ıtallisables, décomposable par la chaleur, soluble dans l'alcool et

bi-ammoniacale. — On a ainsi nommé une substance cristallisée,
ule, selon M. Erdmann, est C_{16} H_6 O_6, Az H_3 et qui résulte de l'action
que liquide sur l'ématine avec le concours de la chaleur.
quadri-plombique. — Cette substance, dont la formule est
) O_6, est le précipité que l'on obtient lorsque l'on verse une solution
ɔi-ammoniacale dans l'acétate plombique.

BOIS DES ILES.

e Brésil, de Fernambouc, de Sainte-Marthe, de Nicaragua, de Sapan,
l'arbres du genre *cæsalpinia*, de la famille des légumineuses, con-
matière colorante particulière, que l'on nomme *brésiline*. On peut
tous ces bois par le procédé de M. Preisser qui a été décrit précé-
p. 755).
C_{36} H_{14} O_{12}. Cette substance est solide, cristallisée en aiguilles
rectangulaires; elle est incolore, d'une saveur sucrée, qui devient
est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; sa solution aqueuse peut
e pendant assez long-temps sans altération, seulement elle jaunit
par l'élévation de la température elle devient d'un beau rouge vif,
ndonne dans cet état, elle laisse déposer des cristaux de cette couleur
ıer nomme *brésiléine*.
e est colorée en rouge vif par le chlorure hydrique et le contact de
est jaunie, puis noircie par le sulfate hydrique qui la dissout.
ırique faible la rougit fortement et finit par la détruire en donnant
ydrique sous l'influence de la chaleur. Si l'on ajoute du bi-chromate
poudre à une solution aqueuse de brésiline, il se produit une vive
, la liqueur se colore en rouge brun, et après quelques heures
une laque cramoisie qui contient de l'oxyde de chrôme combiné
. La brésiline est encore colorée en rouge par l'ammoniaque et
troïdiques, et par l'eau de chaux; elle réduit l'azotate argentique et
ıurique; elle donne un précipité blanc jaunâtre avec l'acétate
elle se charbonne par la chaleur et ne donne pas d'ammoniaque
chauffe avec de l'oxyde hydro-potassique. La brésiline ou le prin-
des *cæsalpinia*, selon M. Preisser, se transforme en *brésiléine* en
équivalens d'oxygène; ce qui donne la formule C_{14} H_{28} O_{14} pour ce

. — La santaline est en poudre blanche, soluble dans l'eau,
ther; ses dissolutions se colorent en rouge par leur exposition à l'air.

Les acétate, sulfate, azotate et chlorure hydriques, la colorent et prennent une teinte rouge. Les oxydes natroïdiques et l'ammoniaque lui font prendre également une couleur rouge; elle ne donne pas de produits ammoniacaux à la distillation sèche. Lorsque l'on fait bouillir sa solution aqueuse, il se précipite une poudre rouge qui est la *santaléine*.

Cette dernière substance fut analysée par Pelletier qui lui assigna $C_{16}H_{11}O_2$ pour formule; elle existe dans le bois de santal. Pour l'en extraire, on traite ce dernier par de l'éther, on distille au moins un tiers du liquide et on ajoute de l'hydrate plombique qui précipite la santaline à l'état de santalate de plomb qui est rouge brun; on filtre, on lave et on décompose le précipité dans l'eau par un courant de sulfure hydrique; la liqueur abandonnée à l'évaporation spontanée laisse précipiter une poudre blanche qui n'est autre chose que la santaline pure.

Il résulte d'un travail que j'ai entrepris en 1833 avec M. Quevenne, qu'il est impossible de distinguer la santaline de Pelletier, santaléine actuelle, de la matière qui forme les diverses espèces de sang-dragon du commerce.

Les bois de santal-rouge et le sang-dragon actuel viennent d'arbres appartenant à un même genre de la famille des légumineuses: le *pterocarpus santalinus* et le *pterocarpus draco*. C'est ce rapprochement d'origine qui nous avait guidé dans nos recherches.

ORCANETTE. — La racine de cette plante contient une matière colorante qui se présente sous forme d'une masse résineuse dont le poids spécifique est à-peu-près égal à l'unité. Elle est un peu volatile; mais son point de sublimation et de décomposition sont si voisins que l'on ne peut la sublimer qu'en partie. Elle est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles grasses et volatiles, le sulfate hydrique, les oxydes et les carbonates natroïdiques. Ces derniers composés lui font prendre une couleur bleue. Elle forme des combinaisons peu solubles avec les oxydes calcoïdiques. La solution alcoolique, ajoutée dans l'acétate plombique, y fait naître un précipité bleu et un précipité rouge cramoisi dans une dissolution de proto-chlorure stannique. L'azotate hydrique à froid a peu d'action sur elle; à chaud, au contraire, il la transforme en oxalate hydrique. L'alun n'a pas d'action sensible sur elle.

La racine d'orcanette contient plus de matière colorante dans sa partie corticale que dans sa partie ligneuse. Cette matière peut en être extraite en traitant sa poudre par le zyméther et soumettant la dissolution à l'évaporation.

La racine d'orcanette est employée en pharmacie pour colorer diverses pommades, et en général pour la coloration des matières grasses.

Matières jaunes.

Les matières jaunes n'ayant point encore été l'objet de travaux chimiques d'une étendue suffisante pour qu'il soit possible d'établir leur constitution chimique, seront décrites par ordre alphabétique. Quelques-unes d'entre elles, cependant ont été isolées à l'état incolore par le procédé de M. Preisser.

BIXINE. — Cette substance est la matière qui donne naissance au principe colorant du *rocou*, qui provient de la pulpe qui entoure les graines du *bixa orellana*; elle est solide, cristalline, blanche, amère, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; elle se dissout aussi dans le sulfate hydrique et se colore en jaune, l'azotate hydrique agit de même quant à la couleur. Elle n'est attaquée que lentement par le bi-chro-

mate potassique ou le chrômate hydrique. Elle peut être obtenue par le procédé de M. Preisser.

Bixéine. — Le concours de l'air et de l'ammoniaque transforme la bixine en une poudre rouge brun incristallisable, qui est la *bixéine* qui jouit de la propriété de se colorer en bleu par le contact du sulfate hydrique.

Cette matière colorante, telle qu'elle existe dans le rocou, peut en être extraite directement en le traitant par l'alcool et distillant la teinture obtenue, afin d'avoir un extrait; traitant enfin celui-ci par l'éther qui la dissout et évaporant ce liquide qui la laisse sous forme d'une masse rouge brun, molle, visqueuse, d'une odeur forte, entrant en fusion par l'élévation de la température et ne devenant pas cassante par le refroidissement; elle est plus dense que l'eau, y est insoluble, et se dissout dans les huiles grasses et essentielles, en leur communiquant une teinte jaune rougeâtre; elle se combine à la potasse et peut en être séparée par un sel hydrique minéral. L'azotate hydrique n'agit pas à froid sur elle, mais lorsqu'il est concentré et ajouté peu-à-peu, il la rend verte, puis elle redevient jaune et constitue une matière facilement explosible par une élévation de température. Le sulfate hydrique lui fait prendre successivement les teintes bleue, verte et violette. Selon M. Chevreul, cette substance est composée de deux principes: un jaune, peu soluble dans l'éther, et un autre rouge, qui y est très soluble.

CAROTINE. — On donne ce nom au principe colorant de la carotte (*daucus carota*, L.). On peut l'obtenir en cristaux laminaires à quatre pans; elle est d'un beau rouge rubis, inodore, insipide, fixe, insoluble dans l'eau; l'alcool en prend peu, elle est insoluble dans l'éther, et facilement soluble dans les huiles grasses, qu'elle colore en jaune. Elle ne subit aucune altération par l'acétate hydrique et par les oxydes natroïdiques.

Pour obtenir cette substance, on traite des carottes desséchées par l'éther qui s'empare de la matière colorante et de l'huile grasse; on évapore la dissolution, on traite le résidu par l'ammoniaque qui dissout de l'huile grasse, puis on dissout de nouveau le résidu dans l'éther; par l'évaporation de cette dissolution, on obtient des cristaux de carotine.

JAUNE DE CARTHAME. — On obtient ce produit en épuisant le carthame (fleurons du *carthamus tinctorius*) par l'eau, et ajoutant de l'alcool évaporant et reprenant par l'alcool et l'éther; mais il est presque impossible d'obtenir le produit complétement débarrassé de matière grasse, par ce procédé. Dans tous les cas, purifié autant que possible, il se présente sous forme d'une masse pâteuse, jaune brunâtre, d'une saveur mordicante et amère, en partie soluble dans l'eau. Les acides décolorent sa dissolution, tandis que les alcalis rendent sa couleur plus foncée. Il est précipité en vert par le sulfate cuprique et en jaune par l'équi-chlorure ferrique et l'acétate plombique.

La matière colorante principale du carthame est d'une très belle couleur rouge (Voyez *Carthaméine*).

CHÉLIDOXANTHINE. — Cette substance existe dans toutes les parties du *chelidonium majus*. Elle est en masse jaunâtre, friable, quelquefois cristallisée en aiguilles; elle est plus soluble dans l'eau à chaud qu'à froid; l'alcool faible la dissout assez bien; elle est insoluble dans l'éther. Les teintures de cette matière sont fortement colorées, elles ne subissent d'altération ni par les sels hydriques, ni par les oxydes natroïdiques. L'infusion de noix de galle la précipite de sa dissolution aqueuse.

CURCUMINE OU JAUNE DE CURCUMA.— Cette substance présente l'aspect d'une résine; elle est plus dense que l'eau; elle entre en fusion vers + 40°; lorsqu'elle est en masse, elle est brun rougeâtre; sa poudre est jaune; elle est insoluble dans l'eau; les acides étendus ne la dissolvent pas non plus, mais diminuent l'intensité de la teinte. Les sels hydriques, concentrés d'origine minérale, la dissolvent en lui faisant prendre une couleur cramoisie; si on ajoute de l'eau à cette dissolution, la curcumine s'en sépare en flocons jaunes. Sa solution alcoolique ne subit pas d'altération par le borate hydrique dissous dans l'alcool, mais ce produit fait naître un dépôt rouge cramoisi si l'on évapore le mélange.

Les dissolutions alcalines dissolvent la curcumine et lui font prendre une teinte *rouge foncé*. C'est à cette propriété qu'est dû l'emploi de cette matière colorante pour la fabrication de papiers réactifs; quoique cependant elle prenne une teinte semblable par des sels hydriques concentrés et certaines dissolutions métalliques, comme celles d'urane, etc.

Cette matière colorante s'extrait de la racine de *curcuma longa*, en l'épuisant par des traitemens alcooliques; on évapore la teinture à siccité, et on reprend le résidu par l'éther qui ne dissout que la curcumine. Elle est employée pour la teinture en jaune de la laine et de la soie; et aussi pour colorer des préparations pharmaceutiques; mais elle donne des produits qui n'ont pas de fixité, parce qu'elle se décolore très rapidement à la lumière.

JAUNE DE DATISCA. — Cette substance existe dans les jeunes tiges et les feuilles du *datisca cannabina;* elle se présente en masses transparentes, jaune-brunâtre; elle est amère, très soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool; sa dissolution pâlit par l'addition d'un sel hydrique; elle est au contraire avivée par les oxydes natroïdiques et calcoïdiques; l'alun agit de même. On en fait usage dans la teinture de la laine en la fixant avec cette dernière substance.

FUSTINE.—Cette substance est contenue dans le fustet, qui est le bois de la tige du *rhus cotinus*, L., elle est solide, cristalline, incolore, amère, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Dissoute dans l eau et abandonnée à l'action de l'air, elle en absorbe l'oxygène et se transforme en *fustéine* en prenant une teinte jaune. Le sulfate hydrique la dissout en se colorant en jaune. L'azotate hydrique agit avec plus d'intensité, surtout par l'élévation de la température; elle est colorée en vert olive par l'équi-sulfate de fer; les oxydes natroïdiques et l'ammoniaque la colorent immédiatement en rouge. Sa solution précipite en blanc l'acétate plombique, mais le précipité jaunit rapidement à l'air.

FUSTÉINE OU JAUNE DE FUSTET. — Cette matière extraite directement à l'état jaune, du fustet, se présente sous l'aspect d'un vernis orangé, d'une saveur astringente, très soluble dans l'eau et la potasse. Le sulfate hydrique la dissout et prend une teinte rouge foncé. Sa dissolution aqueuse prend une couleur pourpre qui s'altère peu-à-peu. L'acétate plombique et l'acétate cuprique donnent naissance à des flocons rouges. La laine alunée prend une couleur orange lorsqu'on la plonge dans une solution de cette matière.

RÉSINE JAUNE DE GOMME-GUTTE. — La gomme-gutte découle du tronc du *garcinia cambogia;* elle contient de 60 à 90 centièmes d'un principe colorant que l'on extrait au moyen de dissolutions dans l'éther; par l'évaporation de ce liquide on obtient une substance amorphe, qui est rouge lorsqu'elle est en masse, et d'un beau jaune vif lorsqu'elle est en poudre; elle est insoluble dans l'eau et se dissout bien à chaud dans l'alcool et l'éther. Le chlore la blanchit et la détruit; elle s'y combine en formant du chlorure hydrique qui s'y fixe à l'état de combinaison et en don-

nant naissance à une masse jaune clair. L'azotate hydrique la décompose sous l'influence de la chaleur et la transforme en oxalate tri-hydrique.

L'oxyde hydro-potassique dissout cette matière en se neutralisant, et le mélange donne lieu à une couleur rouge foncé; elle se combine aussi avec les oxydes calcoïdiques et les oxydes métalliques, et donne ainsi des produits insolubles colorés, dont la couleur varie selon la nature du métal.

M. Braconnot a démontré que la matière jaune ou résineuse de la gomme-gutte s'y trouvait divisée à l'état d'émulsion ou sous forme particulaire.

JAUNE DU LICHEN PARIETINUS. — Cette substance peut être extraite de ce lichen en le traitant par l'alcool bouillant : par le refroidissement, elle se précipite en lamelles flexibles. Elle est fusible et est assez volatile pour que l'on puisse la sublimer; elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther, l'oxyde hydro-potassique et le sulfate hydrique. Ce dernier agent prend une teinte rouge de sang, tandis que la dissolution potassique la rend violette.

LUTÉOLINE. — Cette substance est solide, cristallisée en paillettes; elle est blanche, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. D'une saveur douce et amère, elle se dissout dans le sulfate hydrique et se colore en jaune clair. L'azotate hydrique la décompose et donne lieu à des vapeurs rutilantes. La lutéoline en dissolution dans l'eau est colorée par les alcalis; elle est précipitée en blanc par l'acétate plombique : ce précipité jaunit à l'air. Elle est enfin précipitée en jaune verdâtre par l'équi-sulfate ferrique.

Cette substance existe dans la *gaude* (*reseda luteola*) mélangée avec de l'acide tannique; on l'extrait par le procédé général indiqué par M. Preisser.

Lutéoléine. — Cette substance se forme par l'exposition de la lutéoline à l'air ou bien par la réaction du chrômate hydrique ou du bi-chrômate potassique sur la lutéoline; alors on obtient un corps d'un beau jaune, cristallisé en lamelles volatiles que l'on peut sublimer. Mais elle existe aussi dans la gaude, et l'on peut l'en extraire par les dissolvans. Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa teinte pâlit par l'addition des sels hydriques et elle est avivée par les sels neutres, les oxydes natroïdiques et calcoïdiques; elle est précipitée par le bi-chlorure stannique.

La gaude est très employée dans la teinture.

MORINE. — Cette substance existe dans les *bois jaunes* du commerce produits par le *morus tinctoria* de Tampico et de Cuba; extraite par le procédé de M. Preisser, elle est solide, en lamelles incolores, d'une saveur douce et amère, soluble dans l'eau; sa solution jaunit par le contact de l'air; elle peut être sublimée en partie; elle est colorée en jaune par les sels hydriques minéraux, en grenat par l'équi-sulfate ferrique et elle est précipitée en blanc par l'acétate plombique.

MORÉINE ou MORIN. — Cette substance est solide, en lamelles jaunes, rougissant le tournesol, soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'alcool, l'éther et l'eau bouillante; elle est volatile. Les alcalis lui font prendre une teinte orangée. Les sels hydriques lui communiquent une couleur rouge brun; l'azotate hydrique donne des vapeurs rutilantes indépendamment de la coloration de la moréine.

Sa solution est précipitée en vert foncé par l'équi-sulfate ferrique, en jaune d'or par l'acétate plombique.

Cette substance peut être obtenue en oxygénant la morine par son ébullition dans l'eau, avec du chrômate hydrique ou du bi-chrômate potassique; mais on peut aussi l'extraire directement des bois jaunes.

On le trouve quelquefois en poudre et presque pur dans quelques échantillons de ces bois. Il peut être obtenu facilement en faisant cristalliser la partie du bois

Composition des principaux corps formant le groupe des Colorés.

Indigoture	$C_{16}\ H_5\ Az\ O_2$
Indigotine hydrique ou indigo blanc	$C_{16}\ H_6\ Az\ O_2$
Rutine	$C_{16}\ H_5\ Az\ O_4$
Érythroléine	$C_{26}\ H_{22}\ O_4$?
Érythrolitmine	$C_{26}\ H_{22}\ O_{12}$, HO?
Azolitmine	$C_{18}\ H_{10}\ Az\ O_{10}$
Lécanorine	$C_{19}\ H_8\ O_8$
Orcine	$C_{16}\ H_8\ O_4$, 3 HO
Orcéine	$C_{16}\ H_9\ Az\ O_7$
Érythriline	$C_{22}\ H_{16}\ O_8$
Érythrine	$C_5\ H_3\ O_2$?
Amarythrine	$C_{22}\ H_{12}\ O_{16}$?
Télérythrine	$C_{22}\ H_9\ O_{18}$?
Alizarine	$C_{30}\ H_8\ O_8$
Carthamine	$C_{26}\ H_9\ O_5$?
Carthaméine	$C_{26}\ H_9\ O_7$?
Hématine	$C_{16}\ H_7\ O_6$, 2 HO?
Hématéine	$C_{16}\ H_6\ O_6$
Brésiline	$C_{36}\ H_{14}\ O_{12}$

XIX^e GROUPE.

ALCALÉS.

e contient tous les produits connus sous les noms *d'alcalis organiques*, *végétaux* ou *d'alcaloïdes*.

alcalés se comportent comme l'ammoniaque et s'unissent directement
posés hydriques, probablement aussi avec une foule de sels considé-
neutres, de là le nom *d'alcaloïdes* qui leur a été donné.

is connus aujourd'hui sont en nombre assez considérable; mais il y en
us une trentaine dont la composition soit connue, et quoique la déter-
leurs équivalens soit possible, puisqu'ils peuvent s'unir facilement à un
ore de composés définis et dont les équivalens sont parfaitement con-
e beaucoup d'incertitude sur leur composition réelle, faute de connais-
ions auxquelles ils peuvent donner lieu en se détruisant dans une foule
ances; aussi reste-t-il encore beaucoup à faire aux chimistes pour
ir histoire.

ier alcaloïde connu a été découvert dans l'opium en 1804, par Sertuer-
a donné le nom de *morphine*.

al, les alcaloïdes possèdent une grande énergie *pharmaceutique*, et par
herches entreprises sur les médicamens les plus actifs, on est bientôt
découvrir beaucoup d'autres composés analogues à la morphine. Les
et les plus belles découvertes de cet ordre ont été faites par Pelletier
ntou, qui ont découvert les alcaloïdes des quinquinas et des strychnos.

premiers temps de la découverte des alcaloïdes, on a émis des doutes
éexistence dans les végétaux, et l'on a supposé qu'ils pouvaient être des
réaction, formés sous l'influence des agens employés pour les ex-
it cette opinion qui a conduit Robiquet à extraire la morphine par la
qui ne paraît fournir aucun des élémens constitutifs de cet alcaloïde,
it insoluble dans l'eau, ne pouvait guère permettre de penser qu'elle
ction assez énergique pour faire autre chose que de décomposer un sel
e. C'est encore cette opinion qui a conduit M. Lassaigne à soumettre
l'influence chimique de la pile : dans cette expérience, la morphine
ne au pôle négatif de cet instrument. Mais ni l'un ni l'autre de ces
a pu conduire à une démonstration rigoureuse, surtout l'emploi de
dynamique, qui est l'agent chimique le plus énergique que l'on con-
xpérience qui démontre réellement la préexistence des alcaloïdes dans
s d'où on les extrait, est celle de M. Dupuy, qui obtint une grande
sulfate morphique cristallisé en abandonnant simplement à lui-même
opium en consistance de miel liquide. L'identité des propriétés phar-
es des alcaloïdes et des produits qui les renferment à l'état naturel, est
it en faveur de cette opinion que l'on doit considérer actuellement
nt suffisamment démontrée.

Quelques alcaloïdes, cependant, ne se trouvent point tout formés dans les végétaux : la quinoléine et l'aniline sont des produits de réaction ; d'une autre part, l'urée et la cystine, qui sont d'origine animale, peuvent aussi être classées parmi les alcaloïdes.

Tous les alcalis contiennent de l'azote. La nicotine, la conine, la sinnamine, l'aniline et la quinoléine ne contiennent que trois élémens : l'azote, le carbone et l'hydrogène. Presque tous les autres alcalis contiennent les mêmes élémens, plus de l'oxygène. La thiosinammine contient du soufre au lieu de ce dernier corps; la cystine contient tout à-la-fois du soufre et de l'oxygène.

A un très petit nombre d'exceptions près, chaque alcaloïde contient un équivalent d'azote, cela a conduit à penser que ces corps devaient leur alcalinité à de l'ammoniaque qu'ils renfermaient et que les élémens qui étaient en sus de ceux nécessaires pour constituer ce corps, jouaient un rôle comparable à celui de l'éther et de l'alcool dans certains sels copulés, tels que les sulfovinates et les phosphovinates. Cette opinion n'est pas probable, parce que l'ammoniaque se trouverait engagée parmi les élémens des alcaloïdes dans un tout autre état de combinaison qu'elle pourrait l'être dans ce dernier sel, puisqu'elle n'est point immédiatement mise en liberté par les oxydes alcalins. Toutefois, il ne faut point perdre de vue que tout l'azote des composés du règne végétal a son origine dans l'ammoniaque, et que, par conséquent, celle-ci ne peut être étrangère à la composition et à la constitution des alcaloïdes.

La présence d'un équivalent d'azote dans chaque équivalent d'alcaloïde, les combinaisons que ces dernières forment avec les sels hydriques, l'acide chloromercurique et l'acide chloro-platinique, portent à penser que les alcaloïdes sont en général constitués comme l'ammoniaque, et que l'azote, corps d'une série toute particulière et fort distincte de celles des autres élémens principes des corps organiques, est la base et la cause première de la constitution moléculaire de ces sortes de corps (p. 457 et suiv. de ce volume).

Envisagées au point de vue qui précède, les alcaloïdes sont des *amides* ou des *imides* combinés avec des composés, représentant ce qui est nécessaire pour compléter la constitution ammonique. Peut-être même, l'azote seul est-il uni à des composés particuliers remplaçant l'hydrogène de l'ammoniaque sous les trois formes ou groupemens qu'il emprunte pour les constituer; ainsi ce peut être un composé divisible par trois ou représentant 3 groupes identiques qui peuvent tenir lieu d'hydrogène, ou bien un composé d'un ordre particulier formant une espèce d'imide complexe avec l'azote, plus deux groupes moléculaires semblables, représentant ce qui est nécessaire pour compléter la structure de l'ammoniaque, ou bien enfin 3 composés d'ordres différens, très bien définis, formés selon les principes généraux reconnus en chimie organique, qui donnent successivement l'*imide*, l'*amide* et l'*ammoniaque* complexes qui forment l'alcaloïde.

Les opinions que je viens d'émettre sur la constitution des alcaloïdes peuvent paraître hasardées ; mais il ne faudra point les juger sans les examiner à fond et sans attendre que l'expérience ait prononcé. Elles sont déduites de la statique corpusculaire, science qui domine toutes les opinions sur la constitution des corps et sur les réactions auxquelles ils donnent lieu.

La constitution de l'ammoniaque, comme celle des alcaloïdes, est donc représentée par ;

Az + H + H + H

ız plus tous les équivalens complexes D, R, X que l'on peut substituer à devient donc :

1	2	3
H + H + D . .	Az + H + D + D . .	Az + H + D + R.
4	5	6
D + D + D . .	Az + D + R + R . .	Az + D + R + X.

u d'exactitude des formules des alcaloïdes ne permet pas de faire un grand d'applications des principes qui précèdent ; cependant ceux dont la com- parait la mieux assurée se prêtent parfaitement à cette théorie; ainsi l'a- appartient au 2e groupe, elle est un *imide* simple Az H, uni à deux H_3.

st donc Az H, $C_6 H_3$, $C_6 H_3$.

coule de là que toutes les combinaisons dont le type simple ou complexe e $C_6 H_3$ ou ses multiples peuvent donner naissance à l'aniline : de là le ombre de composés dont on peut faire dériver ce produit : les benzés, les l'isatine, la salicine et sans doute encore bien d'autres corps du même ordre. lcaloïdes correspondant à l'ammoniaque, correspondent par cela même à se série des sels; car l'ammoniaque a la même constitution que les sels, elle-même soit apte à former des sels (V. p. 242 de ce volume).

ne on le voit par ce qui précède, la théorie de la constitution des alcalés encore beaucoup d'incertitude et appelle l'attention des chimistes qui ne ront pas d'y trouver une mine féconde à exploiter.

les alcaloïdes sont solides, excepté la conine, la nicotine, la quino- l'aniline, qui sont liquides. Ils sont aussi susceptibles de cristal - pendant on en compte huit qui n'ont encore pu être obtenues dans cet aconitine, la curarine, la delphine, l'émétine, l'eupatorine, la sanguina- solanine et la vératrine. Tous sont incolores, excepté la buxine, peut-être, jaunâtre. La conine et la nicotine sont les seules qui possèdent une odeur. eur dominante est l'amertume et l'âcreté, quelquefois réunies : l'atropine, ne, la curarine, la morphine, la quinine, la sanguinarine, la solanine et la ie sont amères; les sels de buxine, de cinchonine, de corydaline, sont plus ue leurs bases, à cause de leur plus grande solubilité dans l'eau; la del- hyoscyamine, la nicotine, la sabadilline et la vératrine possèdent une sa- re; l'aconitine, la brucine, la conine, la daturine, et l'eupatorine, sont -fois âcres et amères; l'aricine a une saveur chaude et acerbe; la coryda- a narcotine sont insipides ; l'émétine est à peine amère.

u'on les chauffe, ils fondent presque tous avant de se réduire en va- u avant de se décomposer; la strychnine fait exception. La brucine, la co- n morphine, la quinine et la solanine donnent de la vapeur d'eau, par l'ac- la chaleur. La nicotine, la conine et l'atropine sont entièrement volatiles ; ine, l'hyoscyamine et la cinchonine ne le sont qu'en partie : c'est cette der- ai l'est le moins. Les bases qui ne se volatilisent pas entièrement lorsqu'on iffe, se détruisent à une certaine température et donnent entre autres des

produits ammoniacaux, qui sont l'indice de la présence de l'azote, et laissent un résidu charbonneux. La plupart des bases qui nous occupent sont insolubles ou peu solubles dans l'eau ; cependant la curarine y est tellement soluble qu'elle est très-hygroscopique, et la nicotine s'y dissout en toutes proportions ; la codéine, la cinchonine et la sabadilline, n'exigent au plus que 100 parties d'eau pour se dissoudre ; l'atropine, la brucine, la daturine, l'émétine, l'hyoscyamine et la strychnine en exigent beaucoup plus. Tous les alcaloïdes sont solubles dans l'alcool à la température ordinaire. Lorsqu'il est bouillant il en dissout quelquefois beaucoup plus, et il permet de les obtenir à l'état cristallin par voie de refroidissement : c'est ainsi pour la morphine. La strychnine présente le fait remarquable de n'être soluble que dans 6000 parties d'eau à la température ordinaire, d'être très peu soluble dans l'éther, et de se dissoudre beaucoup plus facilement dans l'alcool aqueux. L'éther dissout point ou très faiblement sur la brucine, la buxine, la cinchonine, la curarine, l'émétine ; la morphine, la sabadilline, la solanine et la strychnine, il dissout les autres bases. La codéine, la nicotine sont plus solubles dans l'éther que dans l'alcool.

Les vapeurs de brôme, d'iode, et de chlorure d'iode, jouissent de la propriété d'agir sur les alcaloïdes secs et de leur faire prendre diverses couleurs. On a proposé ce moyen pour en reconnaître la nature ; mais il est quelquefois insuffisant, parce que les couleurs ne sont point assez tranchées et parce qu'elles peuvent varier selon les quantités de vapeurs et selon le temps pendant lequel elles agissent. Voici le tableau qui indique ce que l'on obtient quand les alcaloïdes sont placés dans des capsules disposées sous une cloche posée sur un verre, à côté d'un autre sur lequel dessus indiqués, pendant une demi-heure :

Noms des alcaloïdes.	Coloration.		
	Par l'iode.	Par le brôme.	Par le chlorure d'iode.
Morphine	Jaune brun	Jaune légèremt. orangé	Jaune rou
Brucine	*Id.*	Rouge brun	*Id.*
Strychnine	Jaune, légèremt. citrin	Jaune orangé	Jaune
Cinchonine	*Id.* roux	*Id.* légèrmt. citrin	*Id.*
Quinine	*Id.* brun qqf. j. roux	*Id.* orangé	*Id.*
Veratrine	*Id.*	Roux verdâtre	Jaune rou
Delphine	Rouge brun qqf. j. brun	Gris roussâtre	Gris verd
Émetine	*Id.*	*Id.* verdâtre	*Id.*
Narcotine	*Id.*	Jaune orangé	Rouge de
Picrotoxine	Incolore	Incolore	Incolore

Pelletier et M. Bouchardat ont étudié, chacun de son côté, l'action de l'iode sur les alcaloïdes. Il se forme ainsi des composés très remarquables, mais dont l'étude n'a pas encore été suffisamment approfondie.

Les dissolutions alcooliques d'atropine, de buxine, de cinchonine, de codéine, de morphine, de solanine, de quinine, de sabadilline, de sanguinarine, de strychnine et de vératrine, ramènent au bleu le papier de tournesol rougi par l'acide hydrique ; celle de narcotine est sans action sur ce papier. La plupart des

ine organique neutralisent complétement les sels hydriques, comme l'aconi-
a brucine, la buxine, la cinchonine, la codéine, la colchicine, la corydaline,
trine, l'hyosciamine, la morphine, la quinine, la sabadilline, la solanine, la
sine et la vératrine; d'autres, telles que l'aricine, la delphine, l'émétine, la
ermine et la narcotine, ne les neutralisent qu'imparfaitement. Jusqu'à pré-
n'y a que l'aconitine, la buxine, la couine, la curarine, l'émétine et la sola-
à aient donné des sels incristallisables. Les composés de sanguinarine sont

ulfate et l'azotate hydriques concentrés, détruisent la plupart des alca-

olchicine, sous l'influence du sulfate hydrique prend une couleur violette
et devient successivement bleu d'indigo, verte et jaune.

morphine, la brucine, la corydaline, la péreirine et probablement la sanguina-
rennent une couleur d'un rouge vif lorsqu'on les met en contact avec l'azotate
ue concentré; la brucine se distingue de la morphine par la propriété que
olution azotique a de devenir violette par l'addition du protochlorure d'é-
a corydaline peut se distinguer de la morphine et de la brucine, parce que
le hydrique n'a pas besoin d'être concentré pour développer la couleur
Un mélange de sulfate hydrique et d'azotate hydrique prend une teinte
si l'on y ajoute de la narcotine qui ne rougit par aucun de ces deux sels pris
ent.

la température ordinaire, les oxydes hydro-potassique et sodique n'agissent
ur un petit nombre d'alcaloïdes; ils dissolvent bien la morphine.

tannin jouit de la propriété de faire naître un précipité dans les dissolutions
as grand nombre des bases d'origine organique qui sont connues.

s procédés employés pour l'extraction des alcaloïdes dépendent de l'état de
rniers lorsqu'ils sont libres, de leur solubilité dans des véhicules déterminés,
la manière dont ils sont engagés ou combinés dans les produits qui les re-

rsque les alcaloïdes existent à l'état de sel soluble dans l'eau, il suffit de trai-
ar ce liquide les produits qui le contiennent, pour les isoler en grande
, soit par la cristallisation, soit par l'évaporation et l'emploi de nouveaux
vans. On a déjà vu qu'en traitant l'opium par l'eau distillée, concentrant
eur, et l'abandonnant à la cristallisation, on obtenait d'abondans cristaux de
e morphique, que l'on pouvait purifier par des lavages et de nouvelles cris-
tions.

l'alcaloïde est dans un état de combinaison qui le rende peu soluble dans l'eau,
ite le produit qui le contient par de l'eau acidulée, soit par le chlorure, soit
sulfate hydrique.

rsque l'alcaloïde est tenu en dissolution dans l'eau à l'aide d'un sel hydrique,
est insoluble dans ce véhicule lorsqu'il est libre, on peut le séparer de la
naison et le précipiter, soit par l'ammoniaque, soit par un oxyde alcalin
idique ou calcoïdique). Le précipité est desséché et traité par l'alcool bouil-
qui dissout l'alcaloïde et l'abandonne ensuite par le refroidissement et la
lisation, ou par une évaporation dans des appareils distillatoires. La quinine
inchonine sont obtenues par ces procédés.

traitement du précipité par l'alcool peut être fait dans un appareil à con-

l bouillante n'en dissolvent qu'une partie, suivant ferck; par le refroidissement la solution abandonne la grande partie de la morphine à l'état de petits cristaux, et retient que 0,001. A froid l'alcool ne dissout que fort a morphine; elle exige, suivant M. Bucholz, 24 parties ol bouillant de 0,85. Cette dissolution est amère, alcaline cessivement vénéneuse. Elle laisse déposer des cristaux efroidissement.

ther et les huiles essentielles dissolvent à peine la mor-e; mais les alcalis, l'eau de chaux même, la dissolvent ai-nt.

azotate hydrique concentré la colore en rouge; l'iodate ique et les iodates alcalins mélangés avec du sulfate hy-ne la colorent en brun en dégageant des vapeurs d'iode. er-chlorure de fer la colore en bleu foncé. Mais cette e ne persiste point et est due sans doute à la présence de eudo-morphine.

ne dissolution d'or colore la morphine en bleu; une solu-d'argent la colore peu-à-peu en gris noirâtre; la dissolu-de manganate de potasse lui donne une teinte verte os).

on M. Liebig, 100 parties de morphine fondue sont ainsi osées :

Carb.	=	72,28
Hydr.	=	6,74
Azote	=	4,80
Oxyg.	=	16,18
		100,00

a l'équivalent calculé = 3602
uivalent trouvé par expérience = 3700

mposition qui correspond à la formule : $C_{35}\ H_{20}\ Az\ O_6$ ne peut être adoptée sans modification.

xtraction de la morphine. — Les nombreux procédés que a pratiqués pour l'extraction de la morphine, se réduisent que tous à traiter l'opium à froid par l'eau distillée, à fil-, évaporer en consistance de sirop, et précipiter la mor-ie par une base capable de la déplacer : l'ammoniaque et agnésie sont celles que l'on préfère. On obtient ainsi un

précipité que l'on recueille pour le laver, le dessécher et le traiter par l'alcool bouillant, qui dissout la morphine, qui l'abandonne ensuite sous forme de cristaux par refroidissement. On l'obtient incolore en la traitant de nouveau par l'alcool bouillant et un peu de charbon animal, filtrant et laissant refroidir.

Par des cristallisations répétées dans l'alcool, on sépare la morphine de la majeure partie de la narcotine qui s'y trouve mêlée, parce que celle-ci est plus soluble dans l'alcool que la morphine; mais il vaut mieux encore employer l'éther, qui est presque sans action sur la morphine et qui dissout entièrement la narcotine. Le chlorure hydrique très étendu d'eau, versé jusqu'à saturation sur un mélange de narcotine et de morphine, ne dissout que cette dernière base et offre ainsi un moyen plus économique de les séparer.

Dans ces derniers temps, M. Grégory a obtenu la morphine en décomposant l'infusion d'opium par le chlorure calcique; il se produit un précipité, principalement formé de méconate de sulfate de chaux, et la liqueur contient entre autres matières la morphine en dissolution. On la précipite par l'ammoniaque, comme il vient d'être dit, etc. Ce procédé a l'avantage de permettre en même temps l'extraction de l'acide méconique, qui a été précipité par le chlorure calcique et celle de la codéine, qui reste en dissolution dans la liqueur d'où l'on a précipité la morphine.

Propriétés pharmaceutiques. — La propriété active et dominante de la morphine a été le sujet d'un grand nombre de contestations; c'est en elle que résident à peu de choses près les principales propriétés de l'opium; aussi, ce que l'on sait de ce dernier corps peut-il lui être appliqué. A faible dose, elle est sédative et soporifique; à une dose plus élevée, elle est narcotique, stupéfiante et peut donner la mort : elle détermine de la faiblesse, des démangeaisons de la peau dans la région pectorale, la contraction de la pupille, l'hémiopie, le refroidissement des extrémités, l'incohérence des idées et des mots qui les représentent, de la défaillance, des syncopes, la mort. Tous ces accidens sont périodiques et se reproduisent à des intervalles d'autant plus rapprochés, qu'ils sont plus menaçans; lorsqu'ils s'éloignent, la guérison est possible et probable. L'empoisonnement par la morphine peut laisser

ıi ne s'effacent que très lentement, lorsqu'il a été vio-
ı accidens sont principalement de la faiblesse, dans
t quelque chose de vague, qui ne peut se décrire;
fait croire aux malades qu'ils vont perdre connaissance
qu'ils ferment les yeux.
ıtidotes de la morphine sont le café, le thé à haute
bi-carbonate sodique, les acidules (Ces derniers ne
être employés en même temps que le bi-carbonate
parce qu'ils peuvent le détruire et s'opposer ainsi à
on).
orphine, quoique insoluble dans l'eau, possède des
és très actives. Cela tient sans doute à ce qu'elle trouve
tomac du chlorure et du lactate hydriques, qui la font
nmédiatement à l'état de chlorure ou de lactate mor-

ıes sels jouissent de propriétés semblables.
ate est très actif, mais il contient souvent de la mor-
bre qui devrait en faire rejeter l'emploi. Le sulfate qui
e bien lui est de beaucoup préférable. Le chlorure,
tallise bien aussi, passe pour être beaucoup moins

e morphine. — On les obtient en traitant directement
hine par les sels hydriques étendus d'eau et faisant
er par concentration ou refroidissement. Le per-
: de fer les colore en bleu, l'azotate hydrique en rouge.
ılutions sont précipitées par l'iodate hydrique en flo-
ıns avec dégagement d'iode (Sérullas).
inture d'iode les colore en rouge brun; les solutions
ırgent et de manganate de potasse, agissent sur eux
sur la morphine.
ure potassique, le chlorure-sodique et le bi-chlorure
ne précipitent en blanc les sels de morphine lorsqu'ils
pas dilués; la teinture de noix de galle n'occasionne
ıs une dissolution concentrée de petits flocons blancs
ı. Les alcalis minéraux en séparent la morphine à
une poudre blanche et cristalline; la chaleur les dé-
:.

ure morphique. M, Cl H, 6 aq. Ce composé cris-
ın prismes blancs, soyeux et groupés en aigrettes,
aveur très amère. Il est inaltérable à l'air, se dissout

dans 16 à 20 parties d'eau froide et dans son poids d'eau bouillante; l'éther le dissout avec une très grande facilité. Il est employé en médecine.

Carbonate morphique. — L'existence de ce sel est encore douteuse, cependant il cristallise, dit-on, en prismes rectangulaires, terminés par des sommets à quatre faces. Suivant M. Bucholz, il est peu soluble dans l'eau; d'après M. Choulant, au contraire, il ne faut que quatre parties de ce liquide pour le dissoudre. Sa saveur est amère; il est composé de morphine 0,22, acide carbonique 0,28 et eau 0,50 (Choulant), et constitue, par conséquent, un sel acide. Une douce chaleur en chasse l'acide.

Sulfate morphique. M H, SO_4, 5 aq. Ce sel cristallise en prismes incolores, très fins, tendres et amers, groupés en aigrettes douées de l'éclat soyeux. A la température ordinaire, il est inaltérable à l'air et très soluble dans l'eau. Le sulfate morphique cristallise avec 6 équivalens d'eau dont 1 fait partie du sulfate hidrique uni à le morphine; aussi, chauffé à 115°, il n'en perd que 5 équivalens et retient le sixième; exposé ensuite au contact de l'air, il absorbe rapidement l'eau qu'il avait perdue (Liebig).

Il existe un sulfate qui contient une fois plus d'acide pour la même quantité de base. Il est insoluble dans l'éther.

Azotate morphique. — Il cristallise en aiguilles groupées en étoiles; il est très amer et très soluble dans l'eau. On le prépare avec de l'azote hydrique très étendu d'eau; sans cette précaution la morphine serait altérée.

Phosphate morphique. — Ce sel cristallise en gros prismes hexagones, obliques et à bases rhomboïdales, qui se ternissent à l'air.

Acétate morphique. — L'acétate de morphine cristallise difficilement en prismes tendres et groupés en aigrette; le plus ordinairement, il est en poudre. Sa saveur est amère, il est soluble dans l'eau et un peu moins dans l'alcool. Il perd une partie de son acide lorsque l'on évapore sa dissolution; cela le rend moins soluble dans l'eau et d'un emploi peu sûr.

Il est employé en médecine.

Méconate morphique. — Ce sel existe quelquefois dans l'opium; il ne cristallise point. Il est soluble dans l'eau et l'alcool, il colore en rouge les sels de sesqui-oxyde de fer.

CODÉINE. $C_{36}\ H_{20}\ Az\ O_6$? La codéine a été découverte en 1832 par Robiquet ; comme la morphine, elle existe dans l'opium.

Elle est solide, incolore, transparente, susceptible de cristalliser en octaèdres symétriques, qui perdent une partie de leur eau par la chaleur, lorsqu'elle a été dissoute dans l'eau, et en prismes rhomboïdaux, transparens, qui fondent à + 150° sans perdre de leur poids, lorsqu'elle a été dissoute dans l'éther.

La codéine est amère et très alcaline; elle est plus soluble dans l'eau que la morphine. A froid, 1 partie se dissout dans 80 parties d'eau ; à la température de l'ébullition, il faut seulement 17 parties de ce liquide pour la dissoudre. Chauffée dans une petite quantité d'eau, elle s'y liquéfie et donne des gouttelettes oléagineuses plus denses que l'eau.

Elle est très soluble dans l'alcool et l'éther, mais insoluble dans les alcalis ; ce qui la distingue de la morphine; de plus elle ne rougit pas par l'acide azotique et ne bleuit pas par le sesqui-chlorure de fer.

Selon M. Liebig, 100 parties de codéine seraient ainsi formées :

Carb.	=	0,7427
Hydr.	=	0,0693
Azote	=	0,0492
Oxyg.	=	0,1388
		1,0000

Son équivalent serait en outre de 3702; ce qui donne la formule $C_{35}\ H_{20}\ Az\ O_5$? Selon M. Gerhardt, la formule exacte de la codéine serait $C_{36}\ H_{21}\ Az\ O_6$.

Extraction de la codéine. — C'est en extrayant la morphine par le procédé de Grégory que l'on se procure la codéine (1). Pour cela, après avoir séparé par décantation et filtration l'infusion d'opium du dépôt qu'y fait naître le chlorure calcique, on la concentre pour la faire cristalliser : les cristaux que l'on obtient sont un chlorure de morphine et de codéine, que l'on purifie par plusieurs dissolutions et cristallisations réitérées; ce sel, redissous dans l'eau, est décomposé par l'ammoniaque,

(1) Voir l'*extraction de la morphine*, p. 789.

qui précipite la morphine; il reste alors dans la liqueur du chlorure ammonique et du chlorure de codéine que l'on sépare par de nouvelles cristallisations. Le chlorure de codéine, dissous dans l'eau, abandonne la codéine sous forme de précipité pulvérulent, si l'on y ajoute de la potasse. Ce précipité lavé et redissous dans l'éther, donne de très beaux cristaux de codéine par évaporation spontanée.

Propriétés pharmaceutiques. — On n'est pas d'accord sur les propriétés pharmaceutiques de la codéine. Selon M. Magendie, elle détermine le sommeil quand elle est injectée dans les veines des chiens et quand chez l'homme elle est administrée à l'intérieur. Selon M. Grégory, l'azotate de codéine serait sans action sensible sur l'homme à la dose de 3 grains et au-dessous; mais passé cette dose, il produirait l'accélération du pouls, une excitation semblable à celle qui est produite par les boissons alcooliques et un prurit général qui commencerait par la tête; plus tard, il surviendrait de l'abattement et des nausées quelquefois suivies de vomissemens. Künchel fils a fait des expériences qui tendent à démontrer que l'action de la codéine se porte principalement sur la moelle épinière, qu'elle semble paralyser les membres pelviens, et que, chose remarquable, réunie à la morphine dans de certaines proportions, elle serait sans action sur les animaux, même à une dose très forte. Cette observation est contraire à l'emploi du sel d'opium de Grégory, qui est un chlorure de morphine et de codéine. D'une autre part, M. Barbier a observé que la codéine était sédative du système nerveux, et soporifique. Que conclure de tout cela (1)?

Sels de codéine. — La codéine sature complétement les acides, et donne avec eux des sels qui cristallisent très facilement. Leurs dissolutions ne sont pas altérées par les réactifs sans action sur la codéine : toutefois la teinture de noix de galle y occasionne un abondant précipité : ce qui distingue les sels de codéine de ceux de morphine.

---

(1) N'est-il pas possible que plusieurs des observations précédentes aient pu être faites avec de la morphine, que quelques marchands peu consciencieux auraient vendue au lieu de codéine que, dans les premiers temps de sa découverte, il était impossible de se procurer dans le commerce. Les expériences de Künchel fils, ont été faites avec de la codéine livrée exprès pour cela par Robiquet.

NARCOTINE. C_{40} H_{20} Az O_{12}. La narcotine a été obtenue, la première fois, par Derosne en 1803, aussi a-t-elle long-temps porté le nom de sel de Derosne. Sertuerner la prit long-temps pour un sel basique de morphine; enfin Robiquet en fit connaître les principaux caractères. Elle existe dans l'opium et dans le suc laiteux de plusieurs papaveracées.

La narcotine est solide, incolore, brillante, transparente, cristallisable en prismes droits à bases rhomboïdales, ou en aiguilles aplaties et groupées en faisceaux; obtenue par précipitation, elle est en poudre blanche et légère. Elle n'a ni saveur, ni odeur; chauffée à + 170°, elle fond et perd 0,03 à 0,04 de son poids; à + 130° elle se concrète; refroidie lentement elle redevient cristalline, autrement elle forme une masse diaphane et gercée. Une haute température la décompose.

L'eau froide n'agit point sur elle; mais l'eau bouillante en peut prendre 1/500 de son poids. 100 parties d'alcool bouillant en dissolvent 5 parties, dont 4 cristallisent par refroidissement. L'éther à froid, a sur elle peu d'action, à chaud il en prend 0,02. Elle est encore soluble dans les huiles grasses et dans les huiles essentielles; mais elle est insoluble dans les alcalis et dans l'eau de chaux; les dissolutions de narcotine sont très amères et ne possèdent pas la réaction alcaline.

Les sels sous-ferriques ne la colorent pas en bleu. L'azotate hydrique concentré ne la rougit pas; mais elle prend une teinte rouge de sang au contact du sulfate hydrique, qui contient 0,001 d'azotate hydrique.

La noix de galle précipite la narcotine de ses dissolutions à l'état de flocons blancs et caillebotteux.

Les analyses de la narcotine conduisent à deux compositions différentes : 100 parties de narcotine peuvent être ainsi formées :

Carb. =	65,27 . .	64,99
Hydr. =	5,32 . .	5,30
Azote =	3,78 . .	3,11
Oxyg. =	25,63 . .	26,16
	100,00 . .	100,00

Cela conduit aux deux formules suivantes : C_{40} H_{20} Az O_{12} = 4681, et C_{48} H_{24} Az O_{15}, = 5645.

Extraction de la narcotine. — On obtient la narcotine en faisant bouillir avec de l'acétate hydrique le résidu d'opium provenant de la préparation de la morphine et épuisé par l'eau, filtrant le liquide et le précipitant par l'ammoniaque. On purifie la narcotine précipitée en la dissolvant dans l'alcool concentré et bouillant, auquel se trouve mélangé un peu de charbon animal : la narcotine cristallise alors par refroidissement. On peut encore l'obtenir facilement en traitant directement l'opium par l'éther, ainsi que l'a fait Desrosne : la narcotine presque seule se dissout.

Propriétés pharmaceutiques. — D'après les observations du docteur Bally, lorsque la narcotine est pure, on peut en prendre à haute dose sans inconvénient. Suivant M. Dieffenbach, au contraire, en combinaison avec l'acétate hydrique ou le sulfate hydrique, elle tue un chien, à la dose de 2 ou 3 grammes; en dissolution dans l'huile d'olive, elle paraît de même très vénéneuse.

Il faut ajouter à ces observations : 1° qu'il serait dangereux de donner de la narcotine à haute dose parce qu'elle est rarement pure et qu'elle contient presque toujours de la morphine ; 2° que c'est à cela peut-être qu'il faut attribuer les résultats obtenus par M. Dieffenbach.

Sels de narcotine. — On les obtient en saturant la narcotine par les sels hydriques étendus; ils présentent toujours une réaction acide et sont d'un goût fort amer. L'eau ajoutée en grande quantité les décompose en séparant presque toute la narcotine. Ils sont presque tous solubles dans l'alcool et l'éther.

Chlorure narcotique. — Le chlorure hydrique gazeux se combine avec la narcotine et donne une masse saline qui, dissoute dans l'alcool absolu, peut être obtenu à l'état cristallin. Cette combinaison forme des composés doubles avec les acides chloro-aurique, chloro-mercurique et chloro-platinique.

Sulfate narcotique. — On l'obtient par dessiccation en masse dure.

Acétate narcotique. — On peut l'obtenir cristallisé par évaporation dans le vide. Suivant M. Wittstock, ce serait de la narcotine pure. L'acétate de potasse basique précipite la

narcotine de sa dissolution acétique et se transforme en sel neutre.

THÉBAÏNE. *Para-morphine.* $C_{25}\ H_{14}\ Az\ O_3$? (Kane). La thébaïne a été découverte par M. Thibouméry et ensuite étudiée par Pelletier et M. Couerbe. Elle est solide, blanche, cristallisable en cristaux grenus ou en aiguilles. Elle possède une saveur âcre, métallique et donne la réaction alcaline. Chauffée, elle fond entre 130° et 150° et se solidifie à + 110°; une haute température la décompose.

La thébaïne est électrisable par le frottement en se chargeant d'électricité négative. Elle fond vers 130° et perd 0,04 d'eau; elle est à peine soluble dans l'eau; mais l'alcool et l'éther la dissolvent facilement à froid: les sels hydriques concentrés la détruisent en la résinifiant. Le sulfate hydrique, contenant de l'azotate hydrique, la colore en rouge de sang, l'azotate seul, ne détermine pas cette coloration; les sels de fer sont sans effet. Elle est insoluble dans la potasse et dans la soude.

D'après M. Kane 100 parties de thébaïne seraient ainsi composées :

		Calcul.		Analyse.
Carbon.	=	74,57	=	74,41
Hydr.	=	6,83	=	6,78
Azot.	=	6,89	=	6,94
Oxyg.	=	11,71	=	11,87
		100,00	=	10,000

D'où la formule $C_{25}\ H_{14}\ Az\ O_3$ (?).

Équivalent calculé = 2562,6

Équivalent trouvé = 2623 — 2745.

Extraction de la thébaïne. — On obtient la thébaïne en lavant le précipité produit par l'hydrate de chaux dans une infusion d'opium, jusqu'à ce qu'il soit incolore, dissolvant ce précipité dans un acide étendu, précipitant par l'ammoniaque, desséchant le nouveau précipité, le dissolvant dans l'alcool et l'éther, et faisant cristalliser.

PSEUDO-MORPHINE. $C_{27}\ H_{18}\ Az\ O_{24}$? (Pelletier). La pseudo-morphine a été découverte en 1832 par Pelletier, qui l'a obtenue dans le traitement de grandes quantités d'opium. Elle est solide et cristallisable en feuillets brillans; peu soluble dans l'eau, dans l'alcool étendu, et insoluble dans l'alcool absolu et l'éther. La potasse et la soude caustiques la dissolvent facilement, les sels hydriques la précipitent et en retiennent une grande quantité. L'ammoniaque la dissout un peu. Les sels de sesqui-oxyde de fer la bleuissent; la combinaison devient verte par l'ébullition. Les sels hydriques ne la dissolvent qu'en petite quantité. 100 parties de pseudo-morphine d'après les analyses de Pelletier sont ainsi formées :

Carbon.	=	52,74
Hydr.	=	5,81
Azote	=	4,08
Oxyg.	=	37,37
		100,00

Extractation de la pseudo-morphine. — Pelletier a obtenu la pseudo-morphine en précipitant l'extrait aqueux d'opium par l'ammoniaque, dissolvant le précipité obtenu dans la soude caustique, qui dissout la morphine et la pseudo-morphine et laisse la narcotine, saturant la solution alcaline par de l'acide hydrique et précipitant la morphine par l'ammoniaque. Le liquide filtré dépose, par évaporation, la pseudo-morphine à l'état de lamelles micacées. On dissout dans l'eau bouillante et on ajoute de l'ammoniaque; on obtient, enfin, la pseudo-morphine en feuillets.

NARCÉINE. $C_{28}\,H_{20}\,Az\,O_{12}$ (Couerbe). La narcéine a été découverte en 1832, par Pelletier, dans l'opium. Elle est cristallisable en aiguilles incolores, soyeuses et aplaties. Sa saveur est amère et métallique; elle fond à 92°; une haute température la décompose, et les produits de sa distillation sont acides.

La narcéine est soluble dans l'eau, elle en exige 375 parties à froid et 160 à la température de l'ébullition; elle est plus soluble dans l'alcool, mais insoluble dans l'éther; ses dissolutions ne sont ni acides ni alcalines.

Les sels hydriques minéraux, détruisent facilement la narcéine; le chlorure hydrique fumant, étendu d'eau, la colore en bleu d'azur; en évaporant, le liquide passe successivement du rouge, au violet et, enfin, au bleu foncé. Il en serait de même avec les substances hygroscopiques.

Les sels hydriques végétaux ne colorent pas la narcéine, à moins toutefois qu'elle ne soit combinée avec un acide minéral.

Les sels sous-ferriques sont sans action sur elle; c'est ce qui la distingue de la morphine.

MM. Couerbe et Pelletier, qui tous deux ont fait l'analyse de la narcéine lui ont trouvé une composition différente :

Couerbe.		Pelletier.	
Carb. =	57,02	Carb. =	54,73
Hydr. =	6,64	Hydr. =	6,52
Azote. =	4,76	Azot. =	4,33
Oxyg. =	31,58	Oxyg. =	34,42
	100,00		100,00

Et ils sont arrivés aux deux formules :

Couerbe. $C_{28}\,H_{20}\,Az\,O_{12}$ P. C. = 4016 (?)

Pelletier. $C_{32}\,H_{24}\,Az\,O_{16}$ P. C. = 4822 (?)

Extraction de la narcéine. — On obtient la narcéine à l'aide de l'extrait aqueux de l'opium, d'où l'on a retiré à l'avance l'acide méconique, la méconine, la morphine et la narcotine. On le reprend par l'eau et on y ajoute de l'ammoniaque après avoir filtré; on chasse ensuite l'excès d'ammoniaque par la chaleur, et on précipite par la baryte en ayant soin d'ajouter un peu de carbonate d'ammoniaque pour enlever l'excès du baryte, on concentre jusqu'à consistance sirupeuse: la narcéine cristallise alors; mais ainsi elle est toujours impure; pour l'avoir à l'état de pureté, il faut la soumettre à des cristallisations répétées dans l'alcool;

Alcaloïdes des Chélidonia.

ÉRYTHRINE. — La chélérythrine a été découverte par Probst et Poplex grande chélidoine (*chelidonium majus*) et dans le *glaucium luteum*; la racine et dans la graine non mûre de la chélidoine et dans la racine *um* qu'elle se trouve.

élérythrine est cristallisable; souvent aussi elle se présente en masse , qui, par le refroidissement, peut être facilement réduite en poudre. e se ramollit comme la cire; insoluble dans l'eau, elle peut être dissoute ol; la dissolution qui est jaunâtre, se colore en beau rouge par l'addition ydriques, et donne lieu à des sels pour la plupart solubles dans l'eau, on peut précipiter la chélérythrine par un alcali.

cuma n'est point bruni par la chélérythrine.

étés pharmaceutiques. — En poudre, la chélérythrine excite beaucoup nent; ses dissolutions salines sont narcotiques et vénéneuses.

tion de la chélérythrine. — On obtient la chélérythrine en traitant la chélidoine par du sulfate hydrique étendu de beaucoup d'eau et précir l'ammoniaque; le précipité lavé et exprimé est ensuite repris par ddition d'un peu de sulfate hydrique; à l'aide de l'ammoniaque, on nouveau précipité que l'on épuise par l'éther après l'avoir bien pulvéher se charge de la chélérythrine et laisse la chélidonine; en évaporant, t une masse verdâtre et visqueuse que l'on dissout par le chlorure hycette dissolution, évaporée à siccité on épuise par l'éther qui laisse le de chélérythrine, on dissout dans un peu d'eau froide; il reste alors un chlorure de chelidonine; on évapore à siccité et l'on dissout dans l'alcool, e par évaporation le chlorure de chélérythrine.

INE. — La glaucine a été découverte par Probst dans le *glaucium luteum*; les parties herbacées qu'elle se rencontre; la racine n'en contient pas. ne peut cristalliser en paillettes nacrées; sa saveur est âcre et amère; elle le dans l'eau et dans les alcalis caustiques; elle ramène au bleu le tournesol igie par la lumière solaire.

née avec les sels hydriques, elle donne lieu à des sels neutres, blancs, eur âcre d'où elle est précipitée par les alcalis en un précipité caillebots'agglomère peu-à-peu comme une résine.

olutions salines de glaucine sont précipitées par la noix de galle; le animal leur enlève la glaucine.

tion de la glaucine. — Pour obtenir la glaucine, on pile le glaucium privé de fleurs et de racine, avec un peu d'acétate hydrique; on chauffe arer la chlorophylle et l'on précipite par l'ammoniaque; le précipité est lissous dans le sulfate hydrique concentré, auquel on ajoute de l'alcool, précipite de nouveau par l'ammoniaque, on filtre, on sature le liquide lfate hydriqueet on distille pour chasser l'alcool. Il faut saturer ensuite par de soude et l'on reprécipite par l'ammoniaque; on a alors un précipité qui se laisse tirer en fils et qui, épuisé par l'éther et dissous dans l'eau, g aucine.

OPICRINE. — Découverte par M. Probst dans la racine du *glaucium lu*le se présente à l'état de feuillets blancs, transparens, solubles dans l'eau

bouillante et l'alcool; mais peu solubles dans l'éther; leur saveur est à amère.

La glaucopicrine se combine avec les sels hydriques et forme avec eux à blancs d'une saveur amère et nauséabonde, d'où elle peut être enlevée par l bon animal.

Extraction de la glaucopicrine. — On reprend, par l'acétate hydrique, l' acétique de la racine du glaucium luteum précipité par l'ammoniaque et on pite par une décoction d'écorce de chêne. On sépare le nouveau précipité, lave, on y ajoute de l'hydrate de chaux et de l'alcool, et on le chauffe dans puis après une nouvelle filtration, on sépare la chaux par un courant d'ac bonique, l'alcool, par distillation, on dessèche le résidu au bain-marie, on par l'éther et enfin la glaucopicrine reste pure.

CHÉLIDONINE. $C_{40}\,H_{20}\,Az_3\,O_6$. (Will). La chélidonine, d'abord ét par M. Godefroy, fut étudiée plus tard par M. Polex, M. Reuling, et surt M. Probst.

Elle se trouve, comme la chélérythrine, dans le *chelidonium majus.*

La chélidonine est solide, incolore, inodore, amère et cristallisable en t Elle est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther. A + 100°, elle l'eau et fond à + 130° en donnant un liquide oléagineux sans se décompos température plus élevée, elle brunit et brûle avec une flamme claire et fuli sans donner de résidu. Elle forme, avec les sels hydriques, des sels cristal incolores, à réaction acide et presque tous solubles dans l'eau. Lorsqu'on ses sels contenant un sel hydrique faible et volatil, ils déposent de la chi pure et cristallisée. Le charbon animal peut de même la séparer.

D'après le calcul de M. Will, la chélidonine serait ainsi formée :

Carbone	=	68,90
Hydrogène	=	5,62
Azote	=	11,97
Oxygène	=	13,51
		100,00

Ce qui lui a donné la formule :

$$C_{40}\,H_{20}\,Az_3\,O_6.$$

Équivalent calculé 4438.

Équivalent trouvé 4435.

Extraction de la chélidonine. — Après avoir enlevé, à l'aide de chélérythrine ou précipité formé par l'ammoniaque dans la préparat dernier alcaloïde, on ajoute à ce précipité deux fois son poids de chlor que concentré : après quelques instans, il se forme un précipité cr grenu, qui, lavé à froid et privé du chlorure par l'ammoniaque, est nouveau dans du sulfate hydrique étendu, puis précipité par le chlorur concentré, et, enfin, après l'avoir fait digérer avec de l'ammoniaque dans le sulfate hydrique; précipité encore une fois, on le dissout dans l laisse cristalliser la chélidonine.

NE. C_{34} H_{22} Az O_{10} 1/2 (?). La corydaline a été découverte kenroder dans les racines du *corydalis bulbosa* et du *C. fabacea*. ente sous forme de cristaux prismatiques; elle est inodore, pres-. Elle entre en fusion au-dessous de 100° et peut se prendre en cassure cristalline par le refroidissement. Elle est insoluble dans l'eau, l'éther et surtout dans l'alcool, auquel elle communique une couleur solution fait virer au bleu le tournesol rougi. Les liqueurs alcalines, la 1 peu, de sorte qu'il faut éviter un excès d'alcali lorsqu'on la préci-lution dans les sels hydriques.

ıydrique décompose la corydaline en la colorant en rouge foncé. Lors s dissolutions sont étendues. La noix de galle la précipite.

. Fr. Doebereiner telle serait la composition de la corydaline :

Carb.	=	63,05
Hydr.	=	6,83
Azot.	=	4,32
Oxyg.	=	25,80
		100,00

onne C_{34} H_{22} Az O_{10} 1/2; mais cette formule est plus que dou-

ı *de la corydaline.*—En traitant la racine de *corydalys bulbosa* par le que dilué, précipitant par un alcali, recueillant le précipité, le trai-ool bouillant, comme s'il s'agissait d'obtenir la quinine.

.—La fumarine existe suivant M. Peschier dans la fumeterre (*fumaria* Elle est amère, soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans l'éther; : la gélatine.

ı *de la fumarine.* — On l'obtient en traitant par l'eau bouillante la ıeterre, ajoutant de la magnésie et distillant.

INE. — La sanguinarine a été découverte par M. Dana, dans la *nguinaria canadensis*. Elle est amorphe, blanchâtre, amère, jaunis-insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther, et forme avec les ıs des sels rouges.

ı *de la sanguinarine.* — On l'obtient en traitant la racine du *canadensis* par l'alcool, puis par l'ammoniaque: il se forme un ge que l'on dissout dans l'alcool, et que l'on traite par le charbon ıvaporation, la sanguinarine se dépose en masse.

ALCALOÏDES DES CINCHONA.

ı. C_{10} H_{12} Az O_2. La quinine, découverte en 1820 Houton-Labillardière, Pelletier et Caventou, existe rand nombre de quinquinas; partout elle y est associée ıchonine, mais dans des rapports différens : dans le a rouge, il y a à-peu-près une égale quantité de l'une et

de l'autre de ces deux bases; dans le quinquina jaune, il beaucoup plus de quinine que de cinchonine; c'est le co pour les quinquinas gris. Le quinquina de Carthagè tient aussi de la quinine, mais en petite quantité. S Pelletier et M. J. Liebig, la quinine cristallise en l soyeuses, brillantes, très fines et dendritiques; le plus cependant elle est en masse poreuse, d'un blanc sale et présente pas d'indice de cristallisation. Lorsque l'on lentement de la quinine vers + 120°, elle perd une p son eau, puis elle s'enflamme. Chauffée rapidement, décompose; par distillation sèche, elle donne de l'ammo Elle est peu soluble dans l'eau; à froid, elle demande 4 ties d'eau pour se dissoudre; à la température de l'éb elle en demande à-peu-près 250 parties.

L'alcool la dissout très facilement: il en faut se 2 parties pour en dissoudre 1 à la température de son éb cette dissolution est fort amère et très alcaline.

Les alcalis minéraux précipitent la quinine de ses tions en flocons blancs et caillebotteux, qui sont de l de quinine. Cet hydrate se conserve à l'air, est in inodore et fond facilement en un liquide oléagineu concrète par le refroidissement en une masse résinoï

L'iode colore en brun la dissolution aqueuse de l'azotate de bi-oxyde de mercure et l'azotate d'arge naître un précipité blanc; les dissolutions d'or et de un précipité jaunâtre; la noix de galle, un précipi abondant.

Selon J. Liebig, la composition de la quinine serai

Carbone	=	74,37
Hydrogène	=	7,30
Azote	=	8,60
Oxygène	=	9,73

Extraction de la quinine. — La quinine s'obtient s culté. Il suffit d'épuiser le quinquina jaune par de l'e nant du chlorure hydrique, qui dissout la quinine chonine, puis de les précipiter par la chaux. Le préci être recueilli, comprimé pour en chasser le liquide en traité par de l'alcool bouillant qui dissout les deux al

on distille pour ne point perdre l'alcool ; on sature le ré- par du sulfate hydrique étendu d'eau ; on filtre sur du on et on évapore pour faire cristalliser : la cinchonine dans les eaux-mères et l'on obtient du sulfate de quinine lisé. C'est de ce sulfate que l'on peut extraire la quinine dissolvant et précipitant sa dissolution par l'ammoniaque. n craignait que la quinine fût encore mêlée avec de la onine, il faudrait la traiter par l'éther qui ne dissoudrait dernier alcaloïde.

priétés pharmaceutiques. — La quinine et ses sels sont mers ; on les emploie comme étant les médicamens les précieux pour faire cesser les accidens périodiques, sur- pour combattre les accès des fièvres intermittentes. La ne agit-elle comme un dérivatif interne, en déterminan congestion locale, qui fait cesser celle que l'on considère ne la cause des accès intermittens ?

ts de quinine. — La quinine en s'unissant aux sels hydri- donne naissance à des sels qui, pour la plupart, sont cris- ables ; tantôt neutres, tantôt acides ; solubles dans l'alcool ers.

Chlorure quinique. 2 Ch, Cl H + 3 aq. Ce sel est basi- , cristallisable en aiguilles blanches et nacrées, peu soluble l'eau. Il donne par l'acide chloro-mercurique un sel le, qui se précipite en flocons blancs et caillebotteux ; l'addition du chlorure hydrique et de l'acide chloro-pla- ue, il se forme un sel double, qui, après dessiccation, est oudre cristalline jaune orangé.

n le prépare en saturant la quinine par du chlorure hydri- , ou bien, suivant M. Winkler, en mélangeant 480 parties sulfate de quinine effleuri avec 139 parties de chlorure barium, maintenant pendant quelque temps ce mélange de l'eau à 40° ; puis filtrant et évaporant.

existe encore un chlorure de quinine qui est neutre et l'on obtient en saturant de la quinine par du gaz chlo- hydrique sec.

Chlorate quinique. — Le chlorate quinique cristallise en mes réunis en aigrettes ; il est soluble dans l'eau et l'alcool ; t fusible et donne par refroidissement un vernis diaphane ; e haute température ils fait explosion. On prépare ce sel a-près comme le chlorure.

Iodures quiniques. — Il existe deux iodures quiniques : l'un qui est basique, et qui, suivant Pelletier, cristallise en aiguilles; l'autre qui est neutre, dont la formule est Ch, IH, et qui cristallise en feuillets jaunes.

Iodate quinique. — L'iodate quinique cristallise en aiguilles brillantes et soyeuses, peu solubles dans l'eau et dans la dissolution desquelles l'iodate hydrique fait naître un précipité d'iodate quinique acide, moins soluble. On prépare l'iodate quinique en saturant de la quinine par de l'iodate hydrique.

Oxalate quinique. $Q_2 C_2 H O_4$ (Regnault). Sel basique en poudre cristalline, blanche, peu soluble.

Ferro-cyanure quinique. — Il se présente sous forme d'aiguilles confuses, jaune-verdâtre, amères, insolubles dans l'eau, décomposables par elle à chaud, très solubles dans l'alcool.

Pour le préparer, traiter le sulfate de quinine par du cyano-ferrure de potassium, reprendre par l'alcool bouillant, évaporer.

Il est employé en médecine par les Italiens.

Sulfate quinique-basique. $Q_2 S H O_4, 7 HO$. Il cristallise en aiguilles très fines, blanches, soyeuses et flexibles, ou en lamelles déliées. Sa densité apparente est très faible; sa saveur très amère. Il fond facilement; au contact de l'air sec, il s'effleurit et perd les 3/4 de son eau de cristallisation; la chaleur le décompose, il est soluble dans 740 parties d'eau à 13°, dans 8 parties du même liquide à 100°, dans 60 parties d'alcool de densité de 0,85 à la température ordinaire et dans beaucoup moins d'alcool bouillant.

Le sulfate quinique s'obtient dans la préparation de la quinine, comme cela a été dit page précédente. Il faut avoir soin de ne point en ajouter un excès de sulfate hydrique, sans quoi il se formerait du sulfate neutre.

Si le sel est coloré, on le purifie par le charbon animal. Pour essayer les quinquinas, M. Guilbert conseille de les traiter à l'avance par l'ammoniaque, afin de leur enlever la matière colorante; M. Cassola, recommande d'employer une lessive de potasse ou de soude.

Sulfate quinique neutre. $Q S H O_4, 7 H O$ Il cristallise en prismes rectangulaires; possède la réaction acide; à 13° il est soluble dans 11 parties d'eau; à 22° il n'en exige que 8. L'

nhydre en dissout à peine, l'alcool aqueux, au contraire, sous assez facilement.

e prépare en traitant le sel basique par la sulfate hydrique. ivant Leverkoehn la lumière solaire brunit les deux sul- quiniques.

sulfate hydrique concentré, les décompose, les rougit rd, et finit par les charbonner.

ns le commerce on rencontre le plus souvent le sulfate que falsifié avec du sulfate de chaux, de la craie, de la ésie, du borate hydrique, du sucre, de la mannite, de la , de l'acide stéarique ou de la cinchonine : la présence atières minérales se décèle par la calcination, le sel pur isserait pas de résidu; le sucre, la manne s'enlèvent au n de l'eau froide; l'acide stéarique reste à l'état insoluble n traite par de l'eau acidulée; la fécule se reconnaît à oration bleue qu'elle communique à la teinture d'iode.

séparer la chinchonine, on peut traiter par l'alcool, qui celle-ci, ou bien décomposer le sel par un alcali et re- lre par l'éther qui, comme l'alcool, laisse la cinchonine à insoluble. La coloration rouge du sulfate de quinine au ct du sulfate hydrique à froid indique la présence de la ne.

sulfate de quinine est très employé en médecine dans le ment des fièvres intermittentes.

xiste un *hypo-sulfate quinique* facilement cristallisable et oluble dans l'eau que le sulfate. On l'obtient par double position, à l'aide du sulfate quinique neutre, et de l'hy- lfate de baryte.

sphate quinique. — Ce sel cristallise en aiguilles trans- ites, nacrées, solubles dans l'eau et l'alcool. Il a été pro- pour remplacer avantageusement le sulfate dans le trai- nt des fièvres d'accès. Le *tartrate* ressemble à l'oxalate; le e cristallise en aiguilles solubles; l'*acétate* est en aiguilles ses, peu solubles à froid dans l'eau, beaucoup plus solu- à chaud.

inate quinique. — Le quinate quinique cristallise diffici- nt en croûtes mamelonnées; il se ternit facilement au ct de l'air; il est très soluble dans l'eau et l'alcool, il t le sirop de violette.

n l'obtient directement des quinquinas riches en quinine;

pour cela il faut évaporer la décoction aqueuse jusqu'à consistance sirupeuse, traiter par l'eau froide, filtrer, évaporer à moitié et ajouter du carbonate de chaux, de manière à ne pas neutraliser entièrement ; on achève ensuite la neutralisation par de l'hydrate plombique, on évapore de nouveau à consistance de sirop et l'on épuise par de l'alcool à 0,84. Puis après avoir éloigné l'alcool du liquide filtré, on le reprend à plusieurs fois par l'alcool et l'eau. On évapore ensuite pour faire cristalliser.

Gallate quinique. — C'est une poudre grenue, translucide et presque insoluble dans l'eau froide.

CINCHONINE. C 20 H 12 Az O (J. Liebig). La cinchonine a été découverte par Duncan d'Edimbourg, puis étudiée par Gomès et Lambert. Mais c'est Pelletier et M. Caventou qui ont fait connaître son alcalescence, et qui l'ont étudiée avec plus de soin. Elle existe dans les différens quinquinas du commerce, conjointement avec la quinine; particulièrement dans les quinquinas bruns et les quinquinas gris.

La chinchonine est solide, incolore et cristallisable en petits prismes quadrilatères, aplatis, terminés par des sommets dièdres obtenus par l'ablation des arêtes correspondantes aux petits côtés latéraux des prismes; ces cristaux sont limpides, brillans et réfractent fortement la lumière. Ils sont sans odeur et presque sans saveur : cela les distingue de la quinine.

La cinchonine est inaltérable à l'air; chauffée, elle fond difficilement, ne perd point d'eau, se sublime et cristallise alors en aiguilles blanches et brillantes; si la température s'élève trop elle se charbonne et brûle avec une flamme fuligineuse. Elle est à peine soluble dans l'eau froide, et ne se dissout que dans 2,500 parties d'eau bouillante. L'alcool aqueux et froid en dissout à peine; l'alcool concentré et bouillant en dissout davantage : la dissolution est amère et dépose par le refroidissement de la cinchonine cristallisée.

L'azotate et le sulfate hydriques sont sans action sur elle à froid. Ce dernier la charbonne à chaud.

Extraction de la cinchonine. — En parlant de l'extraction de la quinine, il a été dit comment on pouvait se procurer la cinchonine (Voir la *quinnie* et le *sulfate de quinine* pour les moyens à employer pour la séparation de ces deux alcaloïdes.

Propriétés pharmaceutiques. — La cinchonine et ses sels

t jouir des mêmes propriétés que la quinine; mais à s faible degré; ils sont moins usités.'

cinchoniques. — La cinchonine donne naissance à des ur la plupart cristallisables, solubles dans l'eau et dans l, insolubles dans l'éther et correspondant aux sels de e. La teinture d'iode colore leurs dissolutions en brun; olutions d'or et de mercure y font naître un précipité les sels d'argent sont sans action sur elles; les alcalis ux et la noix de galle y occasionnent un abondant pré- blanc.

rure cinchonique. $C_{i}H$, Cl. Ce composé basique ise en prismes quadrilatères obliques, aplatis, transpa- soyeux; quelquefois aussi en aiguilles ramifiées, blan- brillantes. L'acide chlorique ajouté dans sa dissolution lieu à un sel double qui se précipite en flocons blancs et otteux; l'acide chloro-platinique y précipite un sel dou- une couleur jaune.

ate cinchonique neutre basique (Regnault). $C_{i}H, SO_{4}$

Ce sulfate cristallise tantôt en prismes à bases rhom- es, raccourcis et nacrés; tantôt en feuillets irréguliers et s; il ne s'altère pas à l'air; sa saveur est amère; son point on est un peu au-dessus de celui de l'eau; il est décom- ar une température élevée; assez soluble dans l'eau, il en à froid seulement 54 parties; il est plus soluble dans l, dont 6 1/2 parties de 0,85 à froid et 11,5 parties à bsolu, suffisentpour le dissoudre.

l'obtient en traitant par le sulfate hydrique, la cincho- rute obtenue dans l'extraction des quinas; il faut évites de sulfate, et faire cristalliser par évaporation.

sulfate cinchonique. — Il cristallise en octaèdres à rhombes, incolores, transparens, s'effleurissant à l'air; ils ès solubles dans l'eau et l'alcool.

l'obtient en traitant le sulfate basique par du sulfate hy- :.

dure cinchonique, l'*iodate*, le *chlorate*, le *phosphate*, *ate* et les autres sels cinchoniques se comportent comme s correspondans à base de quinine.

dissolution de tannin peut indiquer la quinine et la nine dans les quinquinas: l'extrait aqueux de ces écorces avec elle un précipité blanc grisâtre, qui est plus ou

moins abondant, suivant les proportions des alcaloïdes contient cette dernière.

ARICINE. $C_{20}\,H_{12}\,Az\,O_3$ (Pelletier). L'aricine a été trouvée par P et Corriol en 1829 dans une écorce qui se trouvait mêlée avec un quinq nant d'*Arica*. Ils l'ont extraite en suivant un procédé semblable à celui q met en usage pour obtenir la quinine et la cinchonine.

C'est une substance incolore, cristallisable en aiguilles transparentes lantes, insipide d'abord, puis acerbe, ensuite inaltérable à l'air, très fusi volatile, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et même dans l'éther; distingue de la cinchonine.

L'azotate hydrique la colore en vert foncé; ce qui ne peut pas permett confondre avec la quinine et cinchonine. Ses sels sont amers, solubles d et l'alcool, insolubles dans l'éther.

Selon Pelletier, les trois alcaloïdes des quinquinas pourraient être rep par la formule d'un radical unique, combiné à l'oxygène en différentes tions suivant la progression $\div 1, 2, 3$, qui se rencontre si souvent dans les sés minéraux.

On aurait :

$$(C_{20}\,H_{12}\,Az) \begin{cases} + O = \text{Cinchonine} \\ + O_2 = \text{Quinine} \\ + O_3 = \text{Aricine} \end{cases}$$

QUINOÏDINE. — C'est le nom qu'a donné Sertuerner à un alcali, qui se aussi dans les quinas rouges et jaunes; elle avait du reste été indiquée d eaux-mères provenant de la préparation de la quinine et de la cinchonine que ce chimiste l'ait signalée. Selon Geiger, Henri et Delondre, c'est seulem mélange de quinine, de cinchonine et de deux résines.

Elle s'obtient par précipitation, en ajoutant de l'ammoniaque aux eaux du sulfate de quinine, sous forme de masse brune, résinoïde, inodore, d'une amère, fondant sans se volatiliser, et brûlant au contact de l'air sans laisser sidu; elle est à-peu-près insoluble dans l'eau à froid; elle y fond à chaud; la dissout très facilement, l'éther la précipite de cette dissolution.

La quinoïdine s'unit aux sels hydriques et donne naissance à des sels in lisables, bruns, amères, solubles dans l'eau et l'alcool.

PITOXINE. — La pitoxine a été trouvée par Peretti dans le *chinq* Pure, elle est insipide, fusible à 120° et sublimable en aiguilles fines. Pour nir, il faut épuiser l'extrait aqueux du *C. pitoxa* par l'alcool, distiller, di le résidu dans l'eau et précipiter par l'ammoniaque; reprendre le précip l'éther qui sépare le tannate de pitoxine, et enfin par l'eau qui sépare la p du résidu.

QUINOLÉINE. $C_{38}\,H_{20}\,Az_2$ (Gerhardt). La quinoléine, qui n'est produit de la décomposition de la quinine et d'autres alcaloïdes par la pot été découverte par M. Gerhadt.

Elle est huileuse, grasse, plus dense que l'eau, soluble dans ce liquide l'alcool et l'éther. Sa saveur est âcre et amère, semblable à celle de la fè Saint-Ignace; son odeur est forte.

La quinoléine pure ne distille pas bien, elle se décompose en partie ; mais avec de l'eau la distillation s'effectue parfaitement. Elle donne une réaction alcaline très prononcée, et peut facilement s'unir aux sels hydriques.

Préparation de la quinoléine. — On l'obtient en chauffant ensemble, dans une cornue, quatre parties d'hydrate de potasse, une de quinine et un peu d'eau; on aperçoit bientôt des gouttelettes oléagineuses, incolores ou faiblement jaunâtres, qui distillent avec la vapeur d'eau.

Il faut avoir soin d'ajouter, de temps en temps, un peu d'eau, sans quoi le mélange noircit et le produit ne passe pas pur.

Dans cette opération, il ne se dégage que de l'hydrogène, si toutefois on ne souffle pas trop fortement.

La cinchonine produit plus de quinoléine que la quinine et avec plus de facilité: il suffit de la fondre avec de la potasse pour qu'il s'en dégage une quantité très notable.

La quinoléine ne semble pas être vénéneuse.

ALCALOÏDES DES SOLANÉS.

ATROPINE. C_{34} H_{23} Az O_6? (J. Liebig). L'atropine a été découverte par Brandes, et préparée dans ces derniers temps par MM. Mein, Geiger et Hesse. Elle existe dans toutes les parties de la belladone (*belladona*, L.) et sans doute dans d'autres *atropa*. Elle cristallise en aiguilles blanches, soyeuses et réunies en aigrettes. Elle est inodore à l'état de pureté, et est amère, plus pesante que l'eau, très facilement fusible et décomposable; peu soluble dans l'eau, elle l'est davantage dans l'alcool et moins dans l'éther. Elle jouit d'une réaction très alcaline. Les alcalis minéraux la décomposent facilement à chaud, l'eau même l'altère un peu; cependant le chlore et les sels hydriques ont peu d'action sur elle. La teinture d'iode à froid colore en brun les dissolutions d'atropine; la noix de galle y occasionne un précipité abondant, les sels de platine sont sans action sur elle.

Extraction de l'atropine. — Il faut pour extraire l'atropine puiser, par de l'alcool à 0,90, les racines de la belladone desséchées et réduites en poudre, et ajouter de l'hydrate de chaux à cet alcool : il se forme un dépôt, on décante, on ajoute à la liqueur quelques gouttes de sulfate hydrique, pour enlever la chaux qu'elle pourrait contenir. On filtre et l'on distille pour réduire le produit de moitié. On ajoute 6 à 8 parties d'eau pour une de résidu, on évapore au tiers; puis on verse goutte à goutte, dans la liqueur, une dissolution concentrée de carbonate de

potasse, qui y fait naître un dépôt. Il faut ensuite filtrer et ajouter de nouveau de la dissolution de carbonate de potasse : par le repos, on obtient des cristaux d'atropine, que l'on sépare et purifie par les moyens ordinaires.

Propriétés pharmaceutiques. — L'action de l'atropine sur les animaux est très énergique; elle détermine un sentiment de constriction au palais, une sensation de sécheresse dans la bouche, des maux de tête, des vertiges et la dilatation de la pupille, quel que soit son mode d'administration. Elle donne des hallucinations et laisse des traces non permanentes de son action sur l'homme. En un mot, elle possède toutes les propriétés reconnues à la belladone.

Sels d'atropine. — Ils s'obtiennent directement en unissant l'atropine et les sels hydriques; ils sont pour la plupart cristallisables, amers, vénéneux, sans odeur à l'état pur, inaltérables à l'air, solubles dans l'eau et l'alcool, insolubles dans l'éther.

Chlorure atropique. — Il peut être obtenu en aigrettes formant des faisceaux, inaltérables à l'air, solubles dans l'eau et l'alcool.

Azotate atropique. — Masse compacte et incolore, déliquescente à l'air humide.

Sulfate atropique. — Il cristallise en aiguilles nacrées, quelquefois réunies, inaltérables et solubles.

Acétate atropique. — En prismes nacrés, réunis en étoiles, inaltérables et très solubles.

SOLANINE. C_{84} H_{68} Az O_{28} (Blanchet). Découverte par M. Desfosses, en 1821; obtenue depuis, à l'état de pureté, par MM. Otto et Henri; elle se rencontre dans les baies de morelle (*solanum nigrum*, L.), dans les germes des tubercules âgés de la pomme de terre (*s. tuberosum*, L.), dans la douce-amère (*s. dulcamara*, L.), dans le *s. verbascifolium*, L., et probablement dans d'autres solanées.

La solanine est pulvérulente, blanche, nacrée, altérable à l'air, inodore, d'une saveur amère et nauséabonde. Lorsqu'on la chauffe elle perd environ 0,1 de son poids d'eau, fond à 130°, et se décompose à une température plus élevée. Elle est insoluble dans l'eau froide; l'eau bouillante, en dissout seulement 0,000125; elle est très soluble dans l'alcool et ne se

lissout ni dans l'éther, ni dans l'huile d'olive, ni dans l'essence le térébenthine.

La noix de galle est sans action sur ses dissolutions.

Extraction de la solanine. — La solanine s'extrait des germes de la pomme de terre; pour cela il faut les traiter par le sulfate hydrique très étendu; filtrer et verser dans la liqueur une dissolution d'acétate de plomb : il se fait un dépôt de sulfate et de phosphate de plomb, mêlés à la matière extractive unie à le l'oxyde plombique, et la solanine reste dans la liqueur où elle est tenue en dissolution par l'acétate hydrique; on la précipite par la chaux et on recueille le précipité, qui est lavé à l'eau, lessécié en partie et traité par de l'alcool à 0,80, qui dissout la solanine, que l'on obtient ensuite par évaporation.

Propriétés pharmaceutiques. — La solanine est très vénéneuse; elle paraît agir principalement en paralysant les extrémités postérieures. Elle ne dilate pas la pupille.

Sels de la solanine. — La solanine n'a qu'une faible tendance à s'unir aux sels hydriques; cependant elle donne naissance à quelques sels, qui sont pour la plupart incristallisables, inodores, d'une saveur âcre et amère, solubles dans l'eau et l'alcool.

La teinture de noix de galle fait naître un précipité dans leurs dissolutions; l'acide chloro-platinique les précipite en jaune. Ils sont vénéneux.

HYOSCYAMINE. — L'hyoscyamine a été trouvée par Geiger et par Hesse dans la jusquiame (*hyoscyamus niger*, L.) et dans d'autres espèces du même genre. Elle cristallise en aiguilles groupées en étoiles; le plus souvent elle se présente en masse incolore, visqueuse et gluante : sa saveur est âcre. Par l'action de la chaleur elle se volatilise et se décompose en partie; elle est peu soluble dans l'eau, beaucoup plus soluble dans l'alcool et l'éther. L'iode donne dans sa dissolution un précipité abondant et couleur de kermès; le tannin, un précipité blanc; l'acide chloraurique y fait naître un précipité blanc-jaunâtre; mais le chlorure platinique y est sans action. L'azotate hydrique dissout l'hyoscyamine sans la colorer, le sulfate hydrique la brunit un peu. Les sels qu'elle donne sont généralement solubles et cristallisables.

Extraction de l'hyoscyamine. — Pour l'extraire il faut pulvériser les semences de jusquiame, les épuiser par l'alcool,

concentrer les liqueurs, y ajouter de l'hydrate de chaux, puis du sulfate hydrique en petit excès et filtrer; recommencer à ajouter de la chaux et du sulfate hydrique jusqu'à décoloration. Après une dernière filtration, on réduit par évaporation à un très petit volume, on précipite par le carbonate sodique; le précipité est recueilli et soumis à la presse dans du papier à filtrer; alors on le traite par l'alcool anhydre qui ne dissout guère que l'hyoscyamine. Si elle n'est point assez pure, il faut la combiner avec un acide, dissoudre dans l'eau le sel produit, traiter par le charbon, décomposer de nouveau le sel et reprendre le précipité par l'alcool.

Propriétés pharmaceutiques. — L'hyoscyamine et les sels qu'elle forme sont très vénéneux, ils agissent comme sédatifs à faible dose et comme poisons narcotiques à une dose plus élevée; ils produisent la dilatation de la pupille.

DATURINE. — La daturine, qui existe dans les graines du *datura stramonium*, et dans d'autres sans doute aussi, a été obtenue pour la première fois par Geiger et Hesse. Elle cristallise en beaux prismes réunis, ou bien lorsqu'on l'obtient par précipitation elle se présente sous forme de flocons blancs; elle est inodore; sa saveur d'abord légèrement amère, devient ensuite très âcre, comme celle du tabac. Elle entre en fusion à la température de l'eau bouillante et se volatilise presque complétement à une température plus élevée. La daturine exige pour se dissoudre 280 parties d'eau à la température ordinaire, et 72 parties seulement d'eau bouillante. L'alcool peut en dissoudre une quantité considérable, l'éther ne peut en dissoudre autant. Les alcalis aqueux à chaud décomposent la daturine. La teinture d'iode fait naître un précipité blanc dans ses dissolutions; les sels d'or agissent de la même manière; ceux de platine sont sans action. L'azotate hydrique concentré la dissout sans coloration; le sulfate hydrique concentré la brunit.

Sels de daturine. — La daturine peut saturer les sels hydriques et donner lieu à des sels facilement cristallisables. Ils sont solubles dans l'eau et l'alcool.

Extraction de la daturine. — Pulvériser les graines du *datura stramonium*, les épuiser par l'alcool, concentrer les liqueurs, y ajouter de l'hydrate de chaux, puis du sulfate hydrique en petit excès et filtrer; recommencer à ajouter de la

chaux et du sulfate hydrique jusqu'à décoloration. Après une dernière filtration, on réduit par évaporation à un très petit volume, on précipite par le carbonate sodique; on recueille le précipité; on le soumet à la presse dans du papier à filtre et on le traite par l'alcool, qui ne dissout que la daturine. Si elle n'est point assez pure, il faut la combiner avec un sel hydrique, dissoudre dans l'eau le produit formé, traiter par le charbon, décomposer le sel de nouveau et reprendre par l'alcool.

STRAMONINE. — La stramonine a été trouvée par M. Trommsdorff, comme la daturine dans le *datura stramonium*.

Elle se présente sous forme de cristaux aciculaires; elle est blanche, inodore, insipide, elle fond à 150°, brûle avec une flamme fuligineuse et se sublime. L'eau ne la dissout point, l'alcool faiblement, l'éther, au contraire, la dissout en grande quantité. Le sulfate hydrique la colore en rouge de sang; l'azotate hydrique n'agit pas sur elle; le chlorure hydrique la décompose à chaud.

Extraction de la stramonine. — On l'obtient, en traitant par l'alcool l'extrait alcoolique des graines de *datura stramonium*, traité par la chaux comme s'il s'agissait d'obtenir la morphine; le liquide est filtré et le précipité est repris par un sel hydrique.

NICOTINE. C_{10} H_8 Az (Barral, Ortigosa). La nicotine a été découverte par Posselt et Reimann dans plusieurs espèces de tabacs : *nicotiania tabacum*, *macrophylla*, *rustica et glutinosa*.

C'est un liquide oléagineux non solidifiable à — 6 degrés, incolore, limpide, d'une odeur piquante, assez semblable à celle du tabac, distillant à 140° sans laisser de résidu, et se décomposant à 246°. Son poids spécifique = 1,048; elle est inflammable et brûle avec une flamme fuligineuse. Elle ramène au bleu le tournesol et brunit la curcuma. Elle est soluble dans l'eau et l'alcool; la potasse caustique et l'éther peuvent l'enlever de ses dissolutions. L'acide chloro-mercurique y fait naître un précipité blanc légèrement cristallin. Saturée par le chlorure hydrique étendu, elle ne donne pas de précipité par l'acide chloro-platinique; mais si l'on abandonne le liquide à lui-même, il se forme bientôt de petits cristaux jaunâtres, dont la composition correspond à celle du chloro-platinate d'ammoniaque.

Extraction de la nicotine. — La nicotine s'extrait du suc des feuilles de tabac; il faut le faire bouillir, le filtrer, le concentrer, y ajouter ensuite de l'hydrate de chaux et distiller après quelques heures de contact. Le produit de la distillation contient de la nicotine et de l'ammoniaque; on le sature par le sulfate hydrique, puis on le dessèche à une basse température. En traitant le résidu par de l'alcool anhydre, le sulfate de nicotine est seul dissous, on le décompose alors en ajoutant de l'hydrate de baryte en quantité exactement nécessaire pour saturer le sulfate hydrique. La nicotine reste dans la liqueur : l'on obtient par distillation.

Propriétés pharmaceutiques. — La nicotine est extrêmement vénéneuse : une goutte suffit pour tuer un chien; $\frac{1}{10}$ de grain, mis dans l'eau d'un chat, déter-

mine des convulsions violentes, la bouche de l'animal se remplit d'écume, la respiration devient plus active et râlante, le cœur bat brusquement, les membres postérieurs sont paralysés. Les accidens cessent au bout d'une heure.

CAPSICINE. — C'est une substance molle, résineuse, brune, d'une saveur d'abord aromatique, puis désagréable; chauffée, elle répand une odeur qui excite violemment la toux et l'éternuement; elle est peu soluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool, l'éther, l'essence de térébenthine et la potasse caustique. Elle durcit à l'air; le chlore la blanchit, suivant Weting qui paraît l'avoir obtenue pure; la capsicine est pulvérulente, cristallisable, inaltérable à l'air; insoluble dans l'eau froide et l'éther, peu soluble dans l'eau bouillante et l'alcool.

Extraction de la capsicine. — On la trouve, selon M. Braconnot, dans l'enveloppe de la graine du *capsicum annuum;* en épuisant cette enveloppe par l'alcool, séparant par évaporation le liquide, qui, réduit à consistance d'extrait, est traité par l'éther qui ne dissout que la capsicine, que l'on sépare par évaporation.

ALCALOÏDES DES STRYCHNÉES.

STRYCHNINE. $C_{44}\,H_{23}\,Az_2\,O_8$ (J. Liebig). $C_{44}\,H_{24}\,Az_2\,O_4$ (C. Gerhardt). La strychnine a été découverte en 1818 par Pelletier et M. Caventou. Elle existe dans la fève de Saint-Ignace (*strychnos ignatia* ou *s. amara*), dans la noix vomique (*s. nux vomica*), dans le bois de couleuvre (*s. colubrina*), dans l'upas tienté (*s. tieute*), etc. La strychnine est solide, incolore, cristallisable en octaèdres, à base de parallélogramme obliquangle, modifiés par une facette à chaque sommet, qui peuvent être considérés comme des prismes rhomboïdaux très courts, obliques, reposant sur une arête obtuse, modifiés par des troncatures sur les angles aigus et sur chaque arête aiguë. Elle est inaltérable à l'air, inodore, d'une saveur amère et un peu métallique, infusible, non volatile et décomposable par la chaleur. Elle demande 7,000 parties d'eau froide et 2,500 parties de bouillante pour se dissoudre; ses dissolutions sont très amères; les sels d'argent les colorent en rouge brunâtre sous l'influence de la lumière; l'acide chloraurique, en bleu clair; la solution violette de l'acide manganique, en vert; la noix de galle y fait naître un trouble blanchâtre.

L'azotate hydrique colore la strychnine en jaune verdâtre; le sulfate hydrique concentré la colore d'abord en rouge brun, puis en violet.

Extraction de la strychnine. — Pour obtenir la strychnine il faut épuiser la noix vomique par l'alcool à 30° environ, puis réunir les liqueurs et les distiller pour ne point perdre

alcool. On verse ensuite un petit excès de sous-acétate plombique dans le résidu liquide de la distillation et on sépare le précipité; la strychnine et la brucine se trouvent tenues en dissolution dans la liqueur par l'acétate hydrique. Si on la fait bouillir avec de la magnésie, elles sont précipitées; le dépôt est recueilli sur un filtre, lavé à l'eau froide, desséché, puis dissous dans l'alcool à 0,835. En évaporant avec ménagement la strychnine se dépose la première; mais elle retient un peu de brucine, ce que l'on reconnaît par la propriété qu'elle a de rougir par l'azotate hydrique. Pour obtenir la strychnine pure, il faut la dissoudre dans l'azotate hydrique très faible en le saturant exactement et évaporer la liqueur : l'azotate de strychnine cristallise, tandis que l'azotate de brucine, beaucoup plus soluble, reste en dissolution. Il est ensuite facile de décomposer l'azotate pour obtenir la strychnine.

Propriétés pharmaceutiques. — La strychnine est tétanique. Elle détermine des contractions violentes et permanentes et peut donner la mort même à une faible dose. Elle passe pour exercer une action spéciale sur les nerfs de la partie antérieure de la moelle épinière. Une petite quantité d'un sel de strychnine, ajoutée à de l'eau contenant des œufs de grenouilles dont les embryons ont aquis un certain développement, fait éprouver à ces animaux de très violentes convulsions; cependant, on ne peut encore observer chez eux la moindre trace des nerfs antérieurs de la moelle épinière. Il est donc convenable d'admettre que la strychnine agit directement sur le système musculaire. De même qu'aujourd'hui on trouve convenable de placer la force musculaire dans les muscles mêmes et de ne considérer, pour les cas de cette nature, le système nerveux que comme l'excitateur de la motilité. On l'a employée contre la paralysie, souvent à tort et sans succès; mais elle réussit bien dans le traitement de la colique des peintres, soit qu'on la donne en nature, soit qu'on l'administre impure dans l'extrait de la noix vomique.

Sels de strychnine. — La strychnine, en s'unissant aux sels hydriques, donne lieu à des sels qui, pour la plupart sont cristallisables, amers, vénéneux et solubles dans l'eau. Le chlore les trouble. Le chlorate de potasse et l'iodure de potassium y font naître des précipités blancs; les dissolutions d'or et de platine, des précipités blancs; la noix de galle les précipite

aussi; enfin, les alcalis caustiques les décomposent en précipitant la strychnine à l'état de poudre blanche.

Chlorure strychnique. — Le chlorure strychnique est un composé solide, cristallisable en aiguilles groupées en mamelons, transparentes, mais devenant opaques par le contact de l'air. Chauffé jusqu'au point de décomposer la strychnine, il dégage du chlorure hydrique; le bi-chlorure, le cyanure de mercure et l'azotate correspondant, précipitent en flocons blancs les dissolutions de ce chlorure. L'acide chloro-platinique donne lieu à un sel de couleur jaune.

Préparation. — On le prépare en faisant arriver un courant de chlore dans de l'eau tenant en suspension de la strychnine: celle-ci se dissout, et il y a formation de chlorate et de chlorure strychniques.

Sulfocyanure strychnique. — Il cristallise en étoiles blanches ou en aiguilles soyeuses; il est très insoluble dans l'eau.

On le prépare en mélangeant une dissolution d'un sel strychnique avec une dissolution de sulfo-cyanure de potassium: le mélange se trouble, et le sulfo-cyanure strychnique se dépose.

Il a été proposé par Artus, dans les expertises de médecine légale, pour la recherche des petites quantités de strychnine.

Carbonate strychnique. — Il se présente sous forme de grains cristallins, solubles dans l'eau. On peut le préparer en précipitant un sel de strychnine par un carbonate alcalin; ou bien en faisant passer un courant d'acide carbonique dans de l'eau tenant en suspension de la strychnine.

Sulfate strychnique. — Le sulfate strychnique cristallise en prismes rectangulaires ou en cubes incolores, transparens, vitreux, qui deviennent opaques au contact de l'air. Chauffé à une douce chaleur, ce sulfate fond d'abord dans son eau de cristallisation et se solidifie ensuite lorsque celle-ci est complétement évaporée; une haute température le décompose. Il existe un sulfate strychnique acide, qui cristallise en aiguilles.

Azotate strychnique. — Ce sel se présente sous forme d'aiguilles nacrées et groupées en faisceaux, plus solubles dans l'eau chaude que dans la froide, peu solubles dans l'alcool et insolubles dans l'éther. Lorsque l'azotate strychnique est sec et qu'on le chauffe vers 100°, il jaunit, se boursoufle et fait explosion en laissant du charbon. On l'obtient en saturant par de la strychnine de l'azotate hydrique étendu. Il existe aussi un

acide, qui cristallise en aiguilles très fines, fait de
explosion, et que l'on peut obtenir en ajoutant de l'a-
ydrique au sel précédent.

phate strychnique. — Il est en paillettes blanches et
es. On le prépare en traitant la strychnine par le phos-
ydrique étendu et bouillant.

els strychniques sont généralement des poisons très vio-
us violens même que la strychnine pure. Ils agissent
ement, soit qu'on les prenne à l'intérieur, soit qu'on les
sur des plaies; les principaux contre-poisons sont la
de noix de galle et le thé, à cause du tannin qu'ils
ent. L'opium, les bains, la saignée sont employés
moyens auxiliaires.

NE. C_{44} H_{28} Az_2 O_7. La brucine a été découverte en
ar Pelletier et M. Caventou, dans l'écorce de la fausse
re. Elle accompagne la strychnine dans les parties de
x où l'on rencontre ce dernier alcaloïde, mais dans
ports variables. Ainsi dans la fève de Saint-Ignace il y
oup plus de strychnine que de brucine; dans la noix
e on tronve ces deux alcaloïdes en quantités presque
et dans la fausse augusture on ne trouve guère que de
ne. On ne peut s'empêcher de remarquer la coïnci-
ui existe entre cette répartition de la strychnine et de
ne dans les strychnées, et celle de la quinine et de la
ine dans les cinchonées. Cela ne permet-il pas d'espé-
, en refaisant l'analyse des deux premiers alcaloïdes
aucoup de soin et en étudiant leurs réactions, on
trouver une relation simple dans leur composition?
ucine est le plus souvent pulvérulente; cependant elle
istalliser tantôt en prismes droits à bases rhomboï-
lancs et transparens; tantôt en aiguilles groupées en
ou en feuillets nacrés et enchevêtrés. Elle est inalté-
l'air, inodore, d'une saveur semblable à celle de la
ine; quand on la chauffe, elle fond, perd de l'eau, et
se décomposer. Elle est soluble dans 850 parties d'eau
t dans 500 parties d'eau bouillante; l'alcool la dissout
ent; l'éther et les huiles grasses sont sans action sur elle.
lcalis et l'infusion de noix de galle précipitent la bru-
sa dissolution aqueuse; les chlorures d'or et de platine
nt seulement cette même dissolution.

L'azotate hydrique concentré communique à la brucine teinte écarlate qui jaunit peu-à-peu; si l'on ajoute du p chlorure d'étain, cette teinte devient violette, ce qui pe de la distinguer facilement de la morphine, qui rougit en présence de l'azotate hydrique, mais qui ne devient pu lette par l'addition de l'équi-chlorure d'étain. Le sulfat drique concentré colore la brucine, d'abord en rose, pu jaune, et enfin en vert jaunâtre. La pile, en agissant sur e sur ses sels, l'attire au pôle négatif et lui fait prendre une t rouge de sang.

Extraction de la brucine. — La brucine peut être ex de l'écorce de la fausse augusture, par le procédé qui a é diqué pour obtenir la quinine. Le plus souvent on se la cure en même temps que la strychnine, lorsque l'on e cette dernière de la noix vomique.

Propriétés pharmaceutiques. — La brucine agit sur l'é mie, de la même manière que la strychnine, mais avec d'intensité.

Sels de brucine. — La brucine en s'unissant aux sels ques, donne lieu à des sels qui sont pour la plupart cris bles, solubles dans l'eau et d'une saveur amère. Les alc morphine et le strychnine en séparent l'alcaloïde.

Chlorure brucique. Br, Cl H. On l'obtient en t la brucine par le gaz chlorhydrique. Avec l'acide c platinique il donne un sel double et jaune.

Iodure brucique. — Il est peu soluble dans l'eau mais fort soluble dans l'eau bouillante et l'alcool; avec hydrique il forme un sel acide.

Azotate brucique. — C'est une masse gommeuse q obtient par dessiccation. Le sel acide cristallise en prism drilatères, rougissant à la chaleur, puis noircissant et feu. On peut séparer la brucine et la strychnine en t mant ces deux alcaloïdes en azotates : celui de brucine soluble, se sépare le premier en cristaux durs, pouvan ment être distingués des aiguilles tendres et flexibles par l'azotate strychnique.

CURARINE. — La curarine a été trouvée, par MM. Boussingault dans le poison nommé curara par les habitans de l'Amérique méridio que M. de Humboldt pense être un extrait de la plante nommée mat appartient à la famille des strychnées.

curarine est incristallisable, cornée, amère, tellement soluble dans l'eau, elle est déliquescente; l'alcool la dissout en toutes proportions; elle est insoluble dans l'éther et l'essence de térébenthine. Elle possède la réaction alcaline; chauffée, elle se carbonise et répand une odeur de corne brûlée.

La curarine peut s'unir aux sels hydriques pour former des sels, qui tous sont cristallisables. Elle est très vénéneuse, plus vénéneuse même que le curara.

Extraction de la curarine. — Traiter le curara par l'alcool, ajouter un peu d'eau et distiller pour avoir l'alcool: il se forme un dépôt, il faut décanter le liquide qui le surnage, le décolorer par le charbon, et précipiter la curarine par l'ammoniaque. Le nouveau dépôt qui se forme est traité par l'oxalate hydrique qui le dissout; on ajoute alors de la magnésie, on chauffe, on filtre, et, en évaporant la liqueur filtrée, on obtient un résidu de curarine, mêlée avec un peu d'oxalate de magnésie, que l'on peut séparer par l'alcool anhydre qui ne dissout que la curarine.

ALCALOÏDES DES COLCHICACÉES.

VÉRATRINE. C_{34} H_{22} Az O_6 (Couerbe). La vératrine a été découverte en 1818 par Meissner; Pelletier et M. Caventou l'ont, en 1819, extraite du *veratrum sabadilla*, L., de la racine de l'ellébore blanc (*veratrum album*, L.) et des bulbes du colchique (*colchicum autumnale*, L.), plantes qui appartiennent toutes à la famille des colchicacées; mais elle n'était point connue; c'est M. Couerbe qui, le premier, l'a obtenue à cet état.

La vératrine est une substance solide, blanche ou blanc jaunâtre, friable, d'apparence résineuse; elle est sans odeur, mais introduite dans les narines, elle produit les éternuemens les plus violens. Elle fond à 115°, est insoluble dans l'eau et dans les liqueurs alcalines, fort soluble dans l'alcool et se dissout difficilement dans l'éther.

L'azotate hydrique concentré, colore la vératrine, d'abord en rouge écarlate, puis en jaune; le sulfate hydrique concentré, mais en contact avec elle, après s'être coloré en jaune, passe successivement au rouge de sang et au violet.

Extraction de la vératrine. — Pour extraire la vératrine, on traite la cévadille par l'alcool; après avoir chassé l'alcool par la distillation, on dissout l'extrait dans le sulfate hydrique étendu, on chauffe avec du charbon animal et on précipite par un alcali. Ce précipité est formé de vératrine, de sabadilline, d'un autre alcaloïde et de deux autres substances non alcalines. Pour séparer la vératrine, on redissout dans le sulfate hydrique étendu, et on ajoute de l'azotate hydrique jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité noir. Le liquide filtré, est

ensuite précipité par une dissolution étendue de p... lave, dessèche et dissout ce précipité dans l'alcool ab... après avoir évaporé, on reprend par l'eau bouillante q... la vératrine et une des substances non alcalines et ... sabadilline et l'autre alcaloïde; à l'aide de l'éther on ... vératrine du résidu.

Propriétés pharmaceutiques. — La vératrine est u... substances les plus âcres que l'on connaisse; elle est ... neuse; à faible dose, elle provoque des vomissemens ... purgations.

Sels de vératrine. — Les sels de vératrine possèdent ... saveur styptique; ils sont neutres.

Le *chlorure* est soluble dans l'eau et cristallise en ai... très courtes.

Le *sulfate* cristallise en aiguilles quadrilatères. On l'... en traitant à chaud la vératrine par le sulfate hydrique ...

SABADILLINE. — La sabadilline a été trouvée par M. Couerbe dans les ... substances que celles où l'on rencontre la vératrine; mais elle y est en plus ... quantité.

Elle est solide, incolore, d'une saveur âcre et cristallisable en prismes ... nes. Elle fond à 200° en une masse résinoïde; une température plus ... décompose. Elle est soluble dans l'eau bouillante, très peu dans l'eau ... insoluble dans l'éther.

Les acides concentrés la détruisent.

Extraction de la sabadilline. — On prépare la sabadilline en reprenant ... l'eau bouillante la vératrine impure, précipitée par un alcali; elle cristallise ... que complétement par refroidissement.

Si l'on concentre les eaux-mères, on obtient des gouttes oléagineuses ... prennent en masse brune et cassante, que M. Couerbe regarde comme de la ... dilline mono-hydratée et à laquelle il donne la formule : $C_{20}\ H_{14}\ Az\ O_{...}$

COLCHICINE. — La colchicine a été découverte par Gieger et Hesse. Elle ... dans le colchique d'automne (*colchicum autumnale*) et probablement dans ... sieurs autres colchicum.

Elle cristallise en prismes déliés, incolores; sa saveur est très amère, ... âpre. Elle fond à une basse température; elle est soluble dans l'eau, l'... et l'éther.

L'azotate hydrique la colore en bleu ou en violet foncé, puis en vert ... jaune. Le sulfate hydrique la colore en brun jaunâtre et non pas en violet, ... qui permet de la distinguer de la vératrine. La teinture d'iode, le chlorure ... platine et l'infusion de noix de galle la précipitent de sa dissolution aqueuse.

Extraction de la colchicine. — Pour extraire la colchicine, on épuise ... chaud la poudre de graines de colchique par l'alcool aiguisé d'un peu de ... hydrique, on précipite par la chaux et on sature la liqueur filtrée par du ... hydrique. Puis après avoir chassé l'alcool et avoir décomposé le liquide par ...

...e carbonate, de potasse, on dessèche le précipité, on le dissout dans l'al... on évapore le liquide après l'avoir décoloré par le charbon animal.

...riétés pharmaceutiques. — La colchicine est vénéneuse; prise à petite ...lle détermine des vomissemens et des purgations.

... aux acides ou sels hydriques, la colchicine forme des sels presque tous ...sables, âcres, amers et solubles dans l'eau.

...INE. $C_{60}H_{45}Az_2O_5$. La jervine a été trouvée par E. Simon dans la ...de l'ellébore blanc (*veratrum album*) unie à la vératrine et à la saba-

... est blanche, cristalline, fusible, pouvant brûler avec flamme, insoluble ...eau, soluble dans l'alcool.

...raction de la jervine. — Traiter l'extrait alcoolique de la racine par le ...re hydrique étendu, et précipiter par le carbonate sodique. Le précipité ...uite dissous dans l'alcool et décoloré par le charbon animal. La dissolution ...ors concentrée jusqu'à ce que le tout se prenne en masse cristalline : la vé... , qui n'est point cristallisée, est enlevée par la pression et des lavages à ...l froid. Enfin, par la pression et la dessiccation, on obtient la jervine que ...ent faire cristalliser si on le juge convenable.

...c les acides elle forme des sels presque tous insolubles dans l'eau et dans un ...d'acide.

ALCALOÏDES DES RENONCULACÉS.

...ONITINE. — L'aconitine a été découverte par MM. Geiger et Hesse, dans ...uilles sèches de l'*aconitum napellus*, L., elle existe probablement dans tous ...onits âcres. Elle est blanche, grenue, ou sous forme d'une masse inco... et transparente comme le verre. Elle est inodore, inaltérable à l'air; ...aveur est très amère et devient ensuite âcre. Lorsqu'on la chauffe elle ...l à une basse température sans se volatiliser. Elle est peu soluble dans ...l. froide, plus soluble dans l'eau chaude et dans l'éther, et très soluble dans ...ol.

...a teinture d'iode précipite en rouge de kermès la dissolution aqueuse d'aconitine; ...hlorure aurique la trouble d'abord, il se dépose ensuite peu-à-peu des grains ...es et cristallins; la dissolution de platine est sans action sur elle; l'infusion de ...de galle y fait naître un précipité floconneux.

...straction de l'aconitine. — L'aconitine s'extrait comme la vératrine et la co... ...ine des feuilles sèches de l'*aconitum napellus*.

...ropriétés pharmaceutiques. — Elle est très vénéneuse et semble paralyser les ...nes sur lesquels on dirige son action. Elle dilate la pupille comme quelques ...ons de la famille des solanées, mais d'une manière moins persistante.

...'aconitine peut s'unir aux acides et donne lieu à des sels incristallisables.

...LPHINE. — La delphine a été découverte en 1819, par M. Brandes et ... Lassaigne et Freneulle dans les graines de la staphysaigre (*delphinium sta...agria*); mais ils ne l'avaient pas obtenue pure; c'est M. Couerbe qui le pre... l'a préparée à l'état de pureté.

...a delphine est solide, amorphe, jaunâtre, inodore, d'une saveur âcre et persis...e; elle fond à 120°, et à une température plus élevée elle se décompose en ...nant des produits ammoniacaux et un résidu charbonneux. Le chlore n'agit

point sur elle à la température ordinaire, mais vers + 150°, il la colore en [illegible] puis en brun foncé en dégageant du chlorure hydrique. La delphine est [illegible] dans l'eau, soluble dans l'alcool et moins soluble dans l'éther. Les sels hydriques concentrés la décomposent ; mais, lorsqu'ils sont étendus, ils s'unissent avec [illegible] et forment des sels généralement neutres.

Extraction de la delphine. — Pour extraire la delphine, on épuise les [illegible] de la staphysaigre par l'alcool et l'on évapore à consistance d'extrait. Cet extrait [illegible] dissous dans l'eau ; on ajoute de l'ammoniaque, il se forme un précipité qui [illegible] être lavé à l'eau froide et desséché ; on le traite alors par l'alcool qui dissout la delphine impure, que l'on sature par le sulfate hydrique ; ensuite on ajoute goutte à goutte de l'azotate hydrique qui fait naître un nouveau précipité ; on décante la liqueur, à laquelle on ajoute de l'ammoniaque, qui détermine encore un précipité que l'on reprend par l'alcool ; celui-ci étant évaporé, laisse un résidu formé de staphysain et de delphine, que l'on sépare par l'éther qui est sans action sur le staphysain.

STAPHYSAIN. $C_{32}H_{23}AzO_4$? Le staphysain est solide, amorphe, légèrement jaunâtre, fusible à 200°, peu soluble dans l'eau, à laquelle cependant il communique une saveur âcre. Le chlorure le décompose à 150° ; l'azotate hydrique le [illegible] sinifie.

M. Berzélius pense que ce corps est simplement de la delphine souillée de quelques autres matières.

ALCALOÏDES DES OMBELLIFÈRES.

CONINE. — *Cicutine.* $C_{16}H_{15}Az$ (Ortigosa). La conine est un liquide incolore, transparent, oléagineux, d'une odeur âcre, pénétrante et semblable à celle de la ciguë. Son poids spécifique = 0,89. Elle est volatile et laisse sur le papier une tache grasse qui disparaît par évaporation ; elle bout à + 170° ; chauffée à une plus haute température, elle prend feu et brûle avec une flamme fuligineuse. Elle est peu soluble dans l'eau, plus soluble cependant à froid qu'à chaud ; l'alcool la dissout en toutes proportions ; l'éther, les essences et les huiles grasses la dissolvent de même ; les alcalis ont [illegible] d'action sur elle.

L'azotate hydrique colore la conine en rouge sang ; l'iode mis en contact avec elle détermine la formation de [illegible] blancs, le mélange s'échauffe et rougit ; si l'iode est en quantité suffisante, il devient vert et prend l'aspect métallique. Le chlore donne de même lieu à des vapeurs ; mais le mélange forme alors une masse brunâtre. Le gaz chlorure hydrique la colore en pourpre, puis en indigo foncé ; le sulfate hydrique produit de même la coloration pourpre, qui passe bientôt au vert olive.

n de la conine. — On extrait la conine en distillant es écrasées de ciguë avec de l'eau contenant de la ıtique ou du carbonate potassique et de la chaux ı ce qu'il ne passe plus d'eau alcaline; on sature du sulfate hydrique étendu, on évapore à consis- op et on épuise le résidu par un mélange 1 p. d'é- d'alcool à 0,90. Puis après avoir chassé l'alcool, au bain-marie le résidu jusqu'a ce qu'il ne se dé- e vapeurs alcooliques. On distille ensuite à siccité in de chlorure de calcium le résidu auquel on a ɔitié de son poids de potasse caustique; on sépare u liquide aqueux, qu'on reprend par la potasse et le de nouveau, tant qu'il passe de la conine.

s pharmaceutiques. — La conine est très vénéneuse, tantanément et ne dilate point la pupille. Elle n'a été employée en médecine; mais elle mériterait de que c'est elle qui constitue le principe actif de la e l'efficacité de cette plante varie beaucoup par suite e facilité avec laquelle cet alcaloïde s'altère ou s'é-

ques. — La conine s'unit très facilement aux acides hydriques pour donner naissance à des sels qui ux, sans l'être toutefois autant que la conine. ont solubles dans l'eau et l'alcool, mais insolubles pur. Ils sont décomposables par la chaleur et alté- contact de l'air,

conique. — Il cristallise en grosses lames incolores ntes qui attirent rapidement l'humidité de l'air, are en faisant arriver lentement du gaz chlorure ans de la conine.

conique. — Masse brunâtre présentant quelques istallisation.

La cicutine existe dans la racine du *cicuta virosa.* On l'obtient en e de cette racine, faisant macérer l'extrait dans du sulfate hydrique ant avec de la potasse caustique jusqu'à ce qu'il ne passe plus de On recueille ainsi une dissolution de cicutine possédant au plus eur du *C. virosa,*

La cynapine a été trouvée par M. Ficinus dans l'*æthusa cynapium.* n prismes à bases rhomboïdales; elle est soluble dans l'eau et l'al- le dans l'éther.

ine. — Suivant M. Peltzer, en distillant avec de l'eau et de la

potasse la graine du *chærophylium bulbosum* et traitant le résidu par l'acide hydrique, puis évaporant avec un mélange d'alcool et d'éther, on obtient possédant entièrement l'odeur de la plante.

ÉMÉTINE ET SES ANNEXES.

ÉMÉTINE.—L'émétine a été découverte en 1817 par MM. Magendie, Pelletier et Caventou; mais ce n'est qu'en 1820 qu'elle a été obtenue dans l'état de pureté. Elle se trouve dans les différentes espèces d'ipécacuanha de la famille des rubiacées: dans le *cephælis ipecacuanha*, le *psychotria emetica*, le *richardsonia scabra*....

L'émétine, la plus pure que l'on ait pu obtenir, est blanche, pulvérulente, amorphe, inaltérable à l'air, inodore, presque insipide. Lorsqu'on la chauffe, elle fond au-dessous de 50°; à une température plus élevée, elle se décompose. Elle est peu soluble dans l'eau froide, l'eau bouillante en dissout davantage; l'alcool la dissout très bien; l'éther, les huiles essentielles et les alcalis caustiques la dissolvent à peine. L'azotate hydrique la décompose en une matière jaunâtre qui devient bientôt de l'acide oxalique.

Extraction de l'émétine. — On extrait l'émétine de l'ipécacuanha pulvérisé; pour cela, on traite d'abord par de l'éther à la température de 30°, pour enlever une matière grasse; ensuite le résidu est épuisé par l'alcool bouillant. Ces dernières liqueurs sont fortement concentrées, puis l'extrait est mis en contact avec l'eau, qui n'agit point sur quelques matières étrangères. La nouvelle liqueur est mise en ébullition avec de la magnésie récemment calcinée: il se forme un précipité que l'on recueille et qu'on lave avec de l'eau bouillante. On traite par l'alcool et on évapore; le résidu desséché est de l'émétine. Si elle n'était point assez pure, il faudrait la dissoudre dans un sel hydrique très étendu, la traiter par le charbon animal bien lavé, puis la précipiter par l'ammoniaque, laver, dessécher, reprendre par l'alcool et évaporer.

Propriétés pharmaceutiques. — L'émétine paraît être le principe vomitif de l'ipécacuanha; aussi est-elle beaucoup plus active que lui. On emploie quelquefois en pharmacie une substance, qui porte le nom d'émétine colorée; c'est de l'émétine impure.

L'émétine s'unit aux sels hydriques et donne naissance à

ıels incristallisables, solubles dans l'eau, d'une saveur âcre mère. Les acides chloraurique et chloro-platinique, et ure de potassium, les précipitent en brun; l'acide chloro-curique, en flocons blancs; l'infusion de noix de galle nne un précipité grisâtre et insoluble; ce qui permet employer comme antidote dans les empoisonnemens par étine.

ococcine. — La chiococcine a été découverte par Brandes dans la *chiococca osa*; c'est une poudre gris-clair, inaltérable à l'air, très amère, assez soluble l'eau et plus soluble dans l'alcool. On la prépare en traitant l'extrait alcooli-n chiococca par l'eau, ajoutant de la potasse caustique; reprenant le précipité e sulfate hydrique et précipitant de nouveau par l'ammoniaque; on épuise le par l'alcool et on évapore la dissolution : on obtient ainsi une matière tre, qui donne par le sulfate hydrique, une substance gommeuse, que décom-t les alcalis en donnant de la chiococcine; l'infusion de noix de galle la dé-ose également.

ıline.— La violine a été trouvée par M. Boullay dans la racine de la *viola odo-* C'est une poudre jaune-clair, âcre, fusible, non volatile, soluble dans l'eau et ol, insoluble dans l'éther et dans les huiles. La violine ressemble assez à l'éme-mais elle s'en distingue en ce qu'elle bleuit le tournesol rougi et en ce qu'elle us soluble dans l'eau.

traite par l'éther l'extrait alcoolique de la plante, puis après avoir fait bouil-ec du sulfate hydrique, on précipite par l'oxyde de plomb, on dessèche, par l'alcool et l'on obtient la violine par évaporation.

Alcaloïdes moins importans ou moins connus que les précédens.

rine. — L'apirine fut découverte par Bizio dans les noyaux du *cocos lapidea*. une poudre blanche, incolore, non volatile, d'une saveur piquante, plus pe-que l'eau, soluble dans ce liquide et dans les sels hydriques avec lesquels elle des sels, d'où elle peut être précipitée par l'acétate plombique basique et l'a-mercurique.

extrait l'apirine en épuisant par le chlorure hydrique les noyaux de cocos écipitant la dissolution par l'ammoniaque.

arine. — L'asarine existe dans le cabaret ou oreille d'homme (*asarum euro-*). Elle cristallise en tables quadrilatères, transparentes et nacrées, d'une et d'une saveur camphrées, fusibles dans l'eau bouillante et pouvant faci-it se pétrir entre les doigts. Elle se volatilise sans résidu. On la prépare en ant le cabaret avec de l'eau; elle cristallise dans le col de la cornue.

adirine. — Trouvée par Piddington dans le *melea azadirachta*; c'est une nce alcaline, qui a été proposée pour remplacer la quinine.

béérine. — La bébéréine a été extraite par Rodie de l'écorce d'un arbre ap-ar les habitans de la Guyane Anglaise, *bebeera*. Elle a beaucoup de ressem-e avec la quinine; elle en diffère, cependant, par les sels qu'elle forme. Peut-bien n'est-ce que de la quinine impure.

ine. — Trouvée par M. Faure dans le buis (*buxus semper virens*). C'est une

substance brun-foncé, amère, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, peu soluble dans l'éther. La buxine détermine l'éternuement; elle forme avec les acides hydriques des sels neutres, d'où elle peut être précipitée par les alcalis.

On extrait la bruxine de l'écorce du buis, on épuise par l'alcool, qu'on chasse ensuite par la chaleur, on dissout dans l'eau, on précipite par la magnésie pendant l'ébullition de la dissolution, et l'on reprend par l'alcool qui laisse cristalliser la buxine par évaporation.

CAFÉINE, THÉINE, GUARANINE. $C_8 H_5 Az_2 O_2$. Le principe qui porte ces trois noms a été observé la première fois par Runge dans le café (*de la famille des rubiacées*), par Oudry dans le thé et par Théo. Martius, dans le Guarana, médicament des Brésiliens; il existe encore dans toutes les différentes espèces de thé (*théacées*).

La caféine cristallise en aiguilles fines et soyeuses, amères; chauffées vers 100°, elles perdent une partie de leur eau, fondent à 177°,8 et se subliment à 384°. Elle est soluble dans l'eau; la sulfate hydrique la décompose à chaud; le tannin est le seul réactif qui la précipite de sa dissolution aqueuse; elle ne possède que des caractères basiques faibles, et ne forme avec les acides hydriques que des sels difficiles à obtenir.

La caféine agit sur l'économie comme un narcotique à faible dose. A une dose plus élevée, elle cause un assoupissement passager et une veille permanente. Elle favorise le travail intellectuel et diminue la fatigue qu'il occasionne. Elle favorise l'action de différens organes.

Extraction de la caféine. — On épuise par l'eau bouillante la graine du café, on ajoute de l'acétate de plomb et de la litharge, et on fait bouillir jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité jaune par l'acétate de plomb. On sépare alors le précipité, on ajoute au liquide du sulfate hydrique étendu, on filtre et fait cristalliser par évaporation.

CARAPINE.—La carapine a été trouvée par MM. Boullay, Petroz et Robinet dans l'écorce du *carapus guianensis*. C'est une substance blanche, nacrée, fort amère, soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans l'éther et fusible en répandant une odeur désagréable. Elle forme quelques sels solubles, d'où elle peut être précipitée par le tannin.

CASTINE. — La castine se trouve, selon M. Laudener, dans la graine du vitex *agnus castus*. Elle se présente en masse cristalline, blanche, amère, peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'acétate hydrique.

CONVOLVULINE.—La convolvuline a été découverte par M. Clemer Marquart dans la racine du *convolvulus scammonia*. Elle cristallise en aiguilles, jouit de propriétés alcalines et peut s'unir aux sels hydriques.

CROTONINE. — Trouvée par M. Brandes dans la graine du pignon d'Inde (*croton tiglium*). C'est une masse compacte, fusible, non volatile, à peine soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool bouillant; formant des sels cristallisables avec le chlorure et le sulfate hydriques.

On la prépare en épuisant la graine par l'alcool, évaporant, puis ajoutant de l'eau et faisant digérer, avec de la magnésie. On épuise de nouveau par l'alcool bouillant et la crotonine se dépose par refroidissement.

CUSPARINE. — La cusparine a été découverte par Saladin dans la vraie angusture (*bonplandia trifoliata* ou *cusparia febrifuga*). Elle cristallise en tétraèdres réguliers; elle est fusible, soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans l'éther et les huiles essentielles.

Le chlore la décompose; l'iode et le brôme la brunissent; l'azotate hydrique ncentré lui donne une teinte légèrement verdâtre; le sulfate hydrique, lui en nne une rouge-brunâtre. L'infusion de noix de galle donne un précipité caillo-tteux dans ses dissolutions.

On l'obtient en épuisant l'écorce par l'alcool froid, évaporant et lavant à l'eau à l'éther les cristaux, puis on dissout dans l'alcool de 0,83, on agite avec l'hy-ate d'oxyde de plomb, on filtre et évapore.

DAPHNINE. — La daphnine a été découverte par Vauquelin dans l'écorce du arou (*daphne gnidium* ou *mezereum*) et dans d'autres espèces de daphne.

La daphnine possède une odeur âcre et irritante; elle s'unit facilement aux aci-s et donne lieu à des sels qui précipitent en blanc l'acétate plombique et les ls argentiques, et, en vert, les sels cupriques.

On l'obtient en faisant bouillir dans l'eau l'écorce de garou avec de la magnésie distillant.

DIGITALINE. — Selon M. Lancelot, la digitaline est cristallisable, âcre, inalté-able à l'air, soluble dans les acides. L'eau la précipite de ses dissolutions, le ulfate hydrique concentré la colore d'abord en rose, puis en vert. On la prépare o traitant par l'alcool l'extrait de la plante, chassant ensuite l'alcool, reprenant ar l'eau et ajoutant du chlorure hydrique jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité jaune; ce précipité est redissous dans l'alcool bouillant et décoloré; la igitaline cristallise par refroidissement. Ce procédé ne peut donner un alcaloïde (V. *Digitaline* à la fin de ce volume, dans les *ordinanda*).

ESENBECKINE. — L'esenbeckine est une substance amère, peu soluble dans l'eau l'alcool, insoluble dans l'éther. Elle a été trouvée par M. Buchner dans l'*esen-eckia febrifuga*.

EUPATORINE. — C'est une substance amère comme la précédente, insoluble ans l'eau, mais soluble dans l'alcool et l'éther. Elle a été découverte par M. Righini ans l'*eupatorium cannabinum*.

EUPHORBINE. — L'euphorbine existe d'après M. Buchner et M. Herberger dans euphorbe. Elle est vitreuse, incolore, cassante; d'une saveur âcre et amère; odore, insoluble dans l'eau, l'éther et les alcalis; soluble dans l'alcool et les sels ydriques.

Pour l'obtenir, on traite la résine par l'alcool et on précipite par un sel plom-ique; l'euphorbine reste dans le liquide.

HARMALINE. $C_{24}H_{26}N_2O$ (Varrentrapp et Will). La harmaline fut trouvée ar M. Goebel dans la graine du *peganum harmala*, combinée avec le phosphate ydrique.

Elle cristallise en prismes à bases rhomboïdales, jaune-brunâtre, transparens; lle est amère, peu soluble dans l'eau et l'éther, plus soluble dans l'alcool. Chauf-ée au contact de l'air, elle fond en donnant naissance à des vapeurs blanches t à du charbon, qui brûle peu-à-peu; si c'est dans un tube de verre, un peu ong, qu'on la chauffe, elle se sublime en partie sur la paroi interne du tube et donne encore du charbon.

Elle peut s'unir aux acides ou aux sels hydriques et forme avec eux des sels jaunes; mais, si préalablement, elle a été soumise à l'action de l'oxygène, elle de-vient rouge et forme alors avec les sels hydriques des sels rouges, qui sont em-ployés en teinture.

Pour extraire la harmaline, on épuise par l'eau, aiguisée d'acétate hydrique, les graines de *peganum* réduites en poudre, on précipite par une dissolution de

potasse caustique et l'on dissout dans l'alcool; on obtient alors des cristaux qu'on reprend par l'acétate hydrique; il faut ensuite la décolorer par le charbon animal, précipiter par l'ammoniaque; enfin dissoudre dans l'alcool et la faire cristalliser.

LIMONINE.—M. Bernays, en traitant par l'alcool froid les pépins de citron réduits en poudre, évaporant et filtrant à chaud, a obtenu une poudre blanche, cristalline, amère, insoluble dans l'eau et l'éther, très soluble dans l'alcool et les acides hydriques, à laquelle il a donné le nom de limonine.

OXYACANTHINE.—Elle a été trouvée par M. Polex dans l'écorce de l'épine-vinette comme la berbérine; on l'obtient en traitant, par le carbonate sodique, les eaux-mères de la préparation de ce dernier alcaloïde, dont il vient de se séparer par la cristallisation : l'oxyacanthine se précipite. Elle est amère, alcaline et peut former avec les sels hydriques des sels d'où elle est encore précipitée par le tannin.

MÉNISPERMINE et PARAMÉNISPERMINE. $C_{18}\,H_{12}\,Az\,O_2$ (Pelletier et Couerbe). Elles ont été toutes deux trouvées par Pelletier et Couerbe dans la coque du Levant.

Elles ont la même composition.

La ménispermine est une substance cristalline, blanche, fusible à 120°, distillable à une haute température; insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et les acides avec lesquels elle forme des sels cristallisables.

La paraménispermine est cristalline, fusible à 250°, et donne lieu alors à des vapeurs blanches qui se condensent sous forme de neige. Elle est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'éther, soluble dans l'alcool et les acides étendus; mais elle donner lieu toutefois à des sels.

Extraction de ces deux alcaloïdes. — Pour les obtenir, on épuise les graines pilées par l'alcool à 0,83, on distille, fait bouillir dans l'eau et filtre à chaud. La liqueur laisse déposer des cristaux de picrotoxine. On reprend la partie insoluble dans l'eau bouillante, par l'eau acidulée, on précipite par un alcali et le précipité traité d'abord par l'alcool, qui en sépare une matière jaunâtre, est ensuite dissous dans l'éther, qui laisse cristalliser la ménispermine.

Pour obtenir la paraménispermine, on dissout dans l'alcool absolu la solution visqueuse, que n'a pu dissoudre l'éther, on évapore et l'alcaloïde cristallise par refroidissement.

PÉLOSINE. — La pélosine a été découverte par Wigger dans la racine de *Cissampelos parcira*. C'est une substance jaunâtre, transparente, cassante, incristallisable, inodore, d'une saveur amère; insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther.

Lorsque l'on ajoute de l'eau à sa dissolution dans l'éther et qu'on évapore un peu, on obtient un précipité blanc, qui donne de l'hydrate de pélosine; chauffé vers 100°, cet hydrate perd son eau.

La pélosine est alcaline; elle peut s'unir aux acides et forme alors des sels solubles et incristallisables, dont elle est précipitée par les alcalis, le tannin et les acides chlorosurique, chloro-platinique et chloro-stannique.

On la prépare en épuisant la racine par l'eau contenant un peu de sulfate hydrique et précipitant par le carbonate sodique, en ayant soin de ne pas en ajouter un excès. On purifie ensuite en dissolvant dans l'éther : la pélosine se dépose par l'évaporation du liquide.

PÉRÉIRINE.—La péréirine a été trouvée par Goos dans l'écorce du *pereira*. Elle est rougeâtre, peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, dans l'éther, dans le sul

drique qui lui donne une coloration violette, qui devient verte par l'addi-
l'eau; dans l'azotate hydrique, elle prend une teinte rouge de sang, qui
it, lorsqu'on ajoute de l'eau.

éréirine s'unit aux acides et donne des sels solubles et incristallisables.

AIN OU PIPÉRINE. C_{34} H_{38} N_2 O_6. Le pipérin a été découvert en 1820
stedt dans les différentes variétés de poivre (*piper nigrum* et *P. longum*).
stallise en prismes quadrilatères tronqués, blancs et transparens, quelque-
aiguilles déliées, il possède une saveur excessivement âcre et brûlante. Sa
excite fortement l'éternuement. Il est fusible à la température de 100°,
atil; insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau chaude; plus soluble
lcool, surtout à chaud. L'éther, les essences et les huiles grasses, le dissolvent
e quantité. L'eau le précipite de ces dernières solutions. Sa propriété alcaline
faible; il s'unit cependant aux acides: le sulfate hydrique le dissout en le
t en rouge de sang; l'azotate hydrique en jaune rougeâtre et le décompose
de la chaleur. Le chlorure et l'acétate hydriques concentrés le dissolvent
nt à chaud. Les alcalis sont sans action sur lui.

répare la pipérine, en épuisant à chaud le poivre blanc par l'alcool, con-
t et traitant par une dissolution de potasse caustique, qui est sans action
pipérin et le laisse à l'état impur.

rifie par des lavages à l'eau et l'on fait cristalliser dans l'alcool.

AMINE et JAMAÏCINE.—Elles ont été toutes deux trouvées par M. Hutten-
dans l'écorce de *geoffraea surinamensis* et de *G. inermis*.

rinamine se présente sous forme d'aiguilles blanches, inodores, insipides,
bles dans l'eau bouillante; moins solubles dans l'alcool; ses dissolutions
èrement neutres; l'acide azotosique les colore en bleu.

naïcine a la plus grande analogie avec la surinamine; cependant le chlore
et ses dissolutions sont précipitées par le tannin et le bi-chlorure mer-
ce qui n'a pas lieu pour celles de surinamine.

BROMINE. C_8 H_5 N_2 O_2 (Woskresensky). La théobromine a été dé-
par Woskresensky dans la graine du cacao (*theobroma cacao*). C'est une
blanche, cristalline, inaltérable à l'air, décomposable par la chaleur; peu
dans l'eau bouillante, mais soluble dans l'éther; inattaquable par les alcalis
ides.

-chlorure mercurique précipite en blanc sa dissolution aqueuse.

prépare en épuisant par l'eau bouillante la poudre des graines, précipi-
l'acétate plombique, et évaporant après avoir enlevé l'excès de plomb.
ut dans l'alcool et la théobromine se dépose.

XX^e GROUPE.

URÉS.

Urates. — Urée. — Allantoïne. — Cystéïde. — Cystine.

Leurs dérivés et leurs annexes.

Les principaux produits de ce groupe se rencontrent dans l'urine des animaux et peuvent presque tous dériver les uns des autres par des réactions simples et très remarquables. Plusieurs de ces produits auraient pu trouver leur place ailleurs; c'est ainsi que l'urée et la cystine auraient pu être classées parmi les *alcalis*; mais ce dernier groupe est lui-même tout-à-fait artificiel et sera nécessairement démembré, lorsque l'on connaîtra positivement la constitution des alcaloïdes, et que l'on pourra faire rentrer chacun d'eux dans le groupe auquel il appartient, comme cela est accompli maintenant pour les acides ou sels hydriques.

Les urés contiennent tous de l'azote, et leur présence dans l'urine leur assigne une communauté d'origine qui est en harmonie parfaite avec leurs réactions.

Lorsque l'on aura établi l'origine première de ces produits, comment ils dérivent des alimens et sans doute encore des élémens des organes, on aura rendu un immense service à la physiologie; car il faut considérer les animaux comme des êtres dont la composition à-peu-près constante se maintient entre celle de leurs alimens et de leurs excrémens de toute nature. Ces derniers étant connus, on pourra donc établir une vaste égalité, dont le premier membre représentera les alimens et dont le second comprendra l'animal et les produits qu'il rend à l'espace.

URATES.

L'urate hydrique existe à l'état de liberté dans l'urine récente de l'homme, où il donne quelquefois lieu à un sédiment. Il forme des calculs vésicaux souvent très volumineux; l'urate ammonique forme aussi des calculs que l'on rencontre chez l'homme, il existe en grande abondance dans les excrémens des ophidiens; les boas et les pitons en produisent des quantités considérables, cela fait que l'on peut s'en procurer facilement en s'adressant aux gardiens de ces animaux; on le

trouve encore dans les excrémens des oiseaux carnivores (1) et dans le guano de l'Amérique du sud. L'urate sodique a été trouvé dans les concrétions qui entourent les articulations des goutteux.

URATE HYDRIQUE. — *Acide urique.* C_{10} H_4 Az_4 O_6, 4 HO. L'urate hydrique est solide, sous forme de petites lamelles micacées ou en poudre blanche; lorsqu'on le chauffe, il perd 4 équivalens d'eau, lorsqu'il a été obtenu en décomposant un urate soluble par le chlorure hydrique, sinon il finit par se colorer et se décomposer, sans entrer en fusion. Il répand alors l'odeur propre aux matières animales placées dans les mêmes circonstances. Soumis à la distillation sèche, il donne les mêmes produits que l'urée : de l'acide cyanique, de la cyamelide, du cyanure hydrique, du carbonate d'ammoniaque et un résidu charbonneux (Liebig). Il est à peine soluble dans l'eau, et tout-à-fait insoluble dans l'alcool et le zyméther. Il se dissout dans les sels hydriques minéraux; mais son véritable dissolvant est l'oxyde hydro-potassique dissous dans l'eau. Traité par l'azotate hydrique sur une lame de platine, il fait effervescence et laisse un résidu rouge brique par la dessiccation; si à ce résidu on a ajouté un peu d'ammoniaque on a une couleur pourpre très foncée. La solubilité dans l'oxyde hydro-potassique et ces dernières réactions suffisent pour caractériser l'urate hydrique et le distinguer de toutes les autres matières pouvant former des calculs dans la vessie ou s'écoulant avec les urines sous forme de gravelle.

Lorsqu'on dissout l'urate hydrique dans de l'azotate hydrique étendu d'eau, il se dégage un gaz formé de volumes égaux d'acide carbonique et d'azote, et il se trouve transformé en urée, alloxane, alloxantine, parabanate hydrique et ammoniaque qui demeure unie à l'azotate hydrique. Si l'on concentre la liqueur et si l'on y ajoute de l'ammoniaque, elle prend une teinte pourpre très foncée.

Si l'on prolongeait l'action de l'azotate hydrique on n'obtiendrait finalement que de l'oxalate hydrique. Le chlore humide et les corps oxydans donnent le même résultat. Le chlore

(1) Les excrémens des oiseaux granivores ne contiennent que peu ou point d'urates; on y trouve un acide particulier qui forme avec la potasse un sel très stable, cristallisable en lames nacrées.

sec n'attaque l'urate hydrique qu'à une température élevée; il se forme alors du chlorure et du cyanate hydriques.

Fondu avec l'oxyde hydro-potassique, l'urate hydrique donne du carbonate, du cyanate et du cyanure potassiques.

Si l'on ajoute du bioxyde plombique par petites portions, et tant qu'il se décolore, à de l'eau bouillante tenant de l'urate hydrique en suspension, il se forme de l'urée, de l'allantoïne et de l'oxalate plombique.

Chauffé à + 200° avec de l'eau dans un tube scellé à la lampe, il se dissout et donne par le refroidissement une masse gélatineuse. Ce produit donne de l'ammoniaque par les hydrates natroïdiques; cependant par l'azotate hydrique et l'ammoniaque il donne encore la coloration pourpre : cette réaction prouve qu'au moins un des types fondamentaux de l'urate hydrique ne se trouve point détruit dans cette opération.

Pour obtenir l'urate hydrique dans un état de pureté convenable, il faut dissoudre les calculs de cet urate ou des excrémens de boas dans une dissolution bouillante de potasse, après les avoir réduits en poudre fine, filtrer, et saturer la dissolution par le chlorure hydrique en excès : il se forme un précipité d'urate hydrique hydraté, que l'on fait égoutter et qui n'a plus besoin que d'être recueilli et desséché.

URATES MÉTALLIQUES. — Les urates métalliques ont été peu étudiés et leur composition est incertaine; M. Liebig dit que les oxydes métalliques s'unissent à l'acide urique sans éliminer de l'eau; mais cela n'a pu être déduit que de l'analyse, puisque l'urate hydrique est solide et infusible, et doit paraître fort douteux. Dans tous les cas, si cela était, le produit que j'ai nommé *urate hydrique* devrait reprendre le nom d'*acide urique*, et la molécule libre de ce dernier corps serait double de celle unie aux oxydes métalliques.

Les urates ammonique, potassique et sodique sont peu solubles dans l'eau; cependant l'urate avec excès de potasse y est très soluble.

L'urate ammonique forme quelquefois, à lui seul, des calculs vésicaux, et il se trouve souvent mélangé en petite quantité avec d'autres matières; il existe encore en grande quantité dans le guano d'Amérique. On le reconnaît aux mêmes caractères que l'urate hydrique et à ce qu'il donne de l'ammoniaque en quantité très notable lorsque l'on met sa poudre en con-

tact avec de l'hydrate potassique. On peut l'obtenir par double décomposition entre une dissolution potassique d'acide urique et le chlorure ammonique dissous : il constitue le précipité qui se forme.

URÉE. $C_2 H_4 Az_2 O_2$. L'urée existe dans l'urine des mammifères; elle s'y trouve problablement combinée avec le phosphate hydrique, puisqu'elle jouit de la propriété de s'unir aux sels hydriques, et que ce dernier produit existe presque constamment dans les urines humaines et en quantité plus grande qu'il ne faut pour saturer les bases minérales qui l'accompagnent, ainsi que M. Morin l'a démontré. L'urée n'est point un produit de sécrétion qui prend naissance dans les reins; car on la trouve toute formée dans le sang d'animaux dont on a lié les vaisseaux qui se rendent à ces organes; sans cette précaution, elle y serait en trop petite quantité pour pouvoir être séparée : on peut l'enlever par l'alcool après avoir desséché le sang. On la retrouve encore dans les urines d'animaux que l'on a soumis à une diète absolue; ce qui semblerait prouver qu'elle est le résultat de la destruction des organes, plutôt que celui de l'élimination d'une partie des alimens qui ne se trouverait point propre à la nutrition. On a calculé qu'un homme adulte rend par jour de 30 à 35 grammes d'urée.

M. Wœhler est parvenu à faire de l'urée artificielle avec le cyanate bi-ammonique. Plus tard le même chimiste, réuni avec M. Liebig, est parvenu à la reproduire encore en traitant l'urate hydrique par les agens oxydans.

L'urée cristallise en prismes quadrilatères aplatis; elle est transparente, incolore et inodore; sa saveur est fraîche et amère; son poids spécifique = 1,35; elle fond à + 120° et se décompose à une température un peu plus élevée; les produits qu'elle donne, en cette circonstance, sont de l'ammoniaque, du cyanate ammonique et du cyanurate hydrique. Elle est inaltérable à l'air et jouit de la propriété singulière de déshydrater certains sels quoiqu'elle ne soit point hygroscopique : peut-être s'unit-elle alors avec ces sels? L'urée exige une partie d'eau froide pour se dissoudre; elle est soluble en toutes proportions dans l'eau bouillante. Elle se dissout dans 4 à 5 parties d'alcool froid et dans 2 parties d'alcool bouillant.

L'urée peut être combinée avec les sels hydriques minéraux; elle absorbe le gaz chlorhydrique, et donne des composés

cristallisables, très remarquables, avec l'oxalate et l'azotate hydriques.

Le chlore humide détruit l'urée et donne naissance à de l'acide carbonique, de l'azote et du chlorure hydrique:

$$C_2 H_4 Az_2 O_2 + 6 Cl + 2 HO = 2 C O_2 + 6 ClH + 2 Az$$

Une dissolution aqueuse et concentrée d'urée, renfermée dans un tube scellé à la lampe et chauffée à + 140°, se transforme en ammoniaque et en acide carbonique : $C_2 H_4 Az_2 O_2 + 2 HO = 2 (AzH_3 + 2 C O_2)$.

Sous l'influence de l'hydrate potassique, la réaction est la même que la précédente; mais l'acide carbonique s'unit à la potasse.

Une dissolution aqueuse d'urée, mise en présence de l'azotate argentique, donne, par l'ébullition, de l'azotate ammonique et du cyanate argentique.

$$C_2 H_4 Az_2 O_2 + Az Ag O_6 = Az O_6 Az H_4 + C_2 Az Ag O_2$$

Avec l'acétate plombique, l'urée donne de l'acétate ammonique et du carbonate plombique.

L'acide azotosique détruit instantanément l'urée en donnant de l'azote et du gaz carbonique; par contre, on peut se servir d'urée pour détruire l'acide azotosique, partout où il se trouve; même dans l'azotate hydrique.

OXALATE URÉIQUE. $C_2 H O_4, C_2 Az_2 H_4 O_2$. Ce composé cristallise facilement en prismes aplatis, transparens et d'une saveur acide; il est peu soluble dans l'eau et encore moins soluble dans l'alcool. Lorsqu'on le chauffe dans un appareil distillatoire, il donne de l'eau, du carbonate d'ammoniaque et de l'acide cyanique.

Ce sel peut se produire en unissant directement l'oxalate tri-hydrique et l'urée en présence de l'eau.

AZOTATE URÉIQUE. $Az H O_6, C_2 Az_2 H_4 O_2$. Ce composé cristallise facilement en longs prismes ou en lames. Il est peu soluble dans l'eau à 0°, il se dissout dans 8 parties d'eau à la température ordinaire et dans une plus petite quantité d'eau bouillante. Une dissolution concentrée et bouillante d'urée, se prend en masse cristalline quand on y ajoute de l'azotate hydrique. La même chose a lieu avec de l'urine concentrée.

orsqu'on chauffe l'azotate d'urée, il se décompose à + 140°, lonnant de l'acide carbonique et de l'équi-oxyde d'azote. ne température plus élevée, les produits changent : on ob- t encore de l'équi-oxyde d'azote, mais aussi du carbonate amoniaque.

Extraction de l'urée. — On peut extraire l'urée de l'urine homme et la préparer artificiellement.

Évaporer de l'urine récente, sans la faire bouillir, jusqu'à qu'une petite quantité prise comme essai se solidifie en se cristalline par l'addition de l'azotate hydrique; on te alors à la totalité de l'urine concentrée, un volume otate hydrique égal au sien : il se forme des cristaux, que fait égoutter et que l'on lave avec de l'azotate hydrique du. On peut les redissoudre ensuite et les décolorer par charbon végétal. Ces cristaux sont de l'azotate uréique, il faut dissoudre dans l'eau et décomposer par le carbonate assique.

e produit doit ensuite être évaporé et soumis à la cristalli- on : l'azotate potassique peut être ainsi séparé en grande tie. Le résidu soumis à de nouvelles cristallisations est enfin ité par l'alcool qui ne dissout que l'urée. On peut ensuite la e cristalliser facilement.

M. Berzélius emploie l'oxalate tri-hydrique au lieu d'azo- e, et il décompose l'oxalate uréique qui se forme, par la craie poudre : l'urée demeure en dissolution dans l'eau. On peut t séparer par la cristallisation et la purifier ensuite par ool.

1° M. Liebig prépare de l'urée artificielle par le procédé vant :

Mêler ensemble 4 parties de cyano-ferrure jaune de po- ium et 2 parties de bi-oxyde manganique, bien pulvérisés; chauffer sur une plaque de tôle jusqu'à ce qu'ils prennent s avoir soin d'agiter la masse pour éviter l'agglomération de parties.

Dans cette opération, il se forme du cyanate potassique, s l'on enlève par des lavages à l'eau froide, et l'on y ajoute parties de sulfate ammonique sec : il se fait un précipité de fate potassique, que l'on sépare. Ensuite, il faut évaporer la ueur à une douce chaleur, séparer le nouveau dépôt qui se me; enfin on évapore à siccité dans une étuve, et l'on traite

le résidu par l'alcool bouillant : ce véhicule dissout l'u s'est formée et peut la donner par l'évaporation.

Pour comprendre cette dernière partie de l'opération savoir que l'urée et le cyanate ammonique ont la mêm position.

Par suite d'une double substitution, entre le sulfa monique et le cyanate potassique, il se fait du sulfate sique et du cyanate ammonique qui se transforme en u une simple transposition de ses élémens.

ALLANTOÏNE. — *Acide amniotique*. $C_8\ Az_4\ H_6\ O_6$. L'allantoïne a é vée, pour la première fois, par Vauquelin et Buniva dans les eaux de l'am vache. MM. Liebig et Woehler sont parvenus à la préparer artificielle soumettant l'urate hydrique à l'action des corps oxydans.

L'allantoïne cristallise en prismes rhomboïdaux, incolores et limpides: insipide; l'eau froide n'en dissout que la 160e partie de son poids; l'eau laute en dissout beaucoup plus; l'alcool en dissout peu. Elle est neutre au tifs colorés. Bouillie avec une dissolution potassique, elle abandonne de l' niaque et il se forme de l'oxalate potassique : $C_8\ Az_4\ H_6\ O_6 + 4\ K\ O + = 4\ (C_2\ O_4\ K + Az\ H_3)$.

Chauffée avec le sulfate équi-hydrique, elle se décompose en sulfate a que et en acide oxalique qui se détruit immédiatement en acide carb et en oxyde de carbone; avec l'azotate hydrique, elle produit un sel hydriq ticulier, différent de l'oxalate puisqu'il ne trouble pas l'eau de chaux. ajoute à sa dissolution bouillante de l'azotate argentique et de l'ammoniaq fait un précipité d'allantoïne argentique : $C_8\ Az_4\ H_5\ Ag\ O_6$.

On peut obtenir l'allantoïne en évaporant l'eau de l'amnios de la vache ce qu'elle soit réduite au quart de son volume et l'abandonnant à la cristall Les cristaux qui sont colorés doivent être dissous dans l'eau bouillante, par le charbon animal. La liqueur ainsi préparée doit ensuite être filtrée mise à de nouvelles cristallisations.

On peut obtenir de l'allantoïne artificielle en traitant l'urate hydriqu bi-oxyde plombique en présence de l'eau bouillante, comme s'il s'agissait l'urée. L'allantoïne, moins soluble que ce dernier corps, cristallise av

ALLOXANE. Liebig et Woehler.—*Acide érythrique*. Brugnatelli. $C_8\ Az_2\ H$ L'alloxane est un des produits de l'action de l'azotate hydrique sur l'urate que. Cristallisé par évaporation spontanée, il est en octaèdres symé incolores, limpides, d'un grand éclat et souvent de très grandes dimensio rescent à l'air et pouvant perdre 0,25 d'eau ou 6 équivalens. Lorq chauffé ou lorsqu'on le fait cristalliser par refroidissement, il est anhydre forme de prismes rhomboïdaux obliques. Il possède une odeur nauseu saveur salée faiblement astringente. L'eau peut en dissoudre une quanti sidérable. Il rougit le tournesol et teint l'épiderme en pourpre.

Les oxydes natroïdiques le transforment en *alloxanate* : $C_8\ Az_2\ H_2$ Il subit d'ailleurs une foule de métamorphoses des plus remarquables agens avec lesquels on le met en contact : les oxydes natroïdiques en dis

lante, le transforment en *urée* et en *mésoxalate;* le bi-oxyde plombique donne e de l'*urée* et du *carbonate plombique* dans les mêmes circonstances ; l'azotate que le transforme en *parabanate hydrique;* le sulfate hydrique et le chlorure que, en *alloxantine ;* les corps désoxydans, tels que le sulfure hydrique, i-chlorure stannique, ou le zinc en présence du sulfate hydrique, le métamor- nt en *alloxantine ;* un courant électrique le décompose en oxygène, hy- ne et *alloxantine ;* l'ammoniaque forme avec lui le *mycomélinate hydrique ;* e sulfureux et l'ammoniaque donnent la *thionurate ammonique ;* l'ammonia- t l'allantoïne, produisent de la *murexide*.

prépare l'alloxane en ajoutant peu-à-peu une partie d'urate hydrique pul- à 4 parties d'azotate hydrique de 1,42 de poids spécifique. Le vase, dans est l'azotate, doit être placé dans un bain réfrigérant, afin d'éviter une rande élévation de température : il se forme, en peu de temps, une masse staux grenus que l'on fait égoutter dans un entonnoir et que l'on purifie s en les faisant cristalliser par l'eau bouillante et le refroidissement.

obtient, encore très facilement, l'alloxane et même en plus grande quantité r le procédé précédent en oxydant l'urate hydrique par le chlorure hydri- eux et le chlorate potassique. Pour cela, on introduit dans une capsule 4 d'urate hydrique et 8 parties de chlorure hydrique aqueux, de concentra- oyenne, et l'on y introduit peu-à-peu 1 partie du chlorate potassique en fine. Dans cette réaction, il ne se forme que de l'alloxane et de l'urée, que pare facilement (A. Schlieper, comptes-rendus de Gerhardt).

$$Az_4\,H_4\,O_6 + 4\,HO + 2\,O = C_8\,Az_2\,H_4\,O_{10} + C_2\,Az_2\,H_4\,O_2.$$

XALATES. $C_6\,A_4\,O_{12}$. Ces composés ne contiennent point d'azote quoi- érivent des urates. Le mésoxalate hydrique, $C_6\,H_4\,O_{12}$, est cristallisable ; ur est acide ; il rougit le tournesol. Saturé par l'ammoniaque, il donne un ble qui fait naître des précipités dans les dissolutions salines des calcoï- s précipités sont solubles dans un excès d'acide et dans l'eau bouillante. ctère distinctif de ce sel est de donner avec l'azotate argentique un préci- ne qui noircit à la lumière et se décompose avec effervescence, si l'on la liqueur.

ésoxalate hydrique peut être obtenu en décomposant les mésoxalates ba- et plombique en présence de l'eau.

ésoxalate barytique est un des produits de la décomposition de l'alloxanate ue par l'eau bouillante. Dans cette réaction, il est accompagné de car- et d'alloxanate barytiques. Le mésoxalate se condense en croûtes cristal- r l'évaporation. Ces croûtes sont composés de mésoxalate barytique et On purifie le mésoxalate en le traitant par l'alcool qui enlève l'urée.

omposition des mésoxalates est incertaine.

OMÉLINATE HYDRIQUE. $C_{16}\,Az_8\,H_{10}\,O_{10}$. Ce composé est amorphe, uble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante. Il est décomposé oxydes natroïdiques en présence de l'eau bouillante : il abandonne de l'am- ue. Il forme avec l'argent un sel jaune, insoluble dans l'eau. Il se produit le dissolution bouillante d'alloxane et d'ammoniaque : on le sépare par le hydrique.

XANTINE. $C_8\,Az_2\,H_5\,O_{10}$. L'alloxantine est un des produits de l'action otate hydrique sur l'urate hydrique; il s'en forme aussi en soumettant

l'alloxane à l'action des corps désoxydans (V. *Alloxane*). Elle est cris prismes obliques à 4 pans dont l'angle obtus de la base est de 105°. Elle ou jaunâtre et elle prend une couleur rouge sous l'influence de l'air et nlaque. Elle est inaltérable à + 100°, mais à + 150°, elle perd 0,15 trois équivalens ; l'eau froide en dissout peu, l'eau bouillante en dis tage ; sa dissolution rougit le tournesol ; les corps oxydans la tran alloxane ; elle réduit les sels d'argent ; sa dissolution réduit en p d'argent et donne de l'oxalurate argentique :

$$C_8\,Az_2\,H_5\,O_{10} + 4\,AgO = C_6\,Az_2\,H_3\,\overline{Ag}\,O_8 + 2\,CO_2$$

Le bi-oxyde plombique transforme l'alloxantine en urée et en carl bique en présence de l'eau. Le bi-oxyde mercurique donne naissance à tate mercurique ? Sous l'influence de l'ammoniaque, elle donne de l'u mycomélinate ammonique ; avec l'intervention de l'ammoniaque et d donne de l'oxalurate ammonique. Les sels ammoniacaux font prendr ment une couleur pourpre à la dissolution d'alloxantine ; mais elle bientôt et laisse déposer des cristaux incolores d'uramyle.

Pour préparer l'alloxantine, M. Liebig recommande de faire boui tie d'acide urique dans 32 parties d'eau et d'y ajouter lentement de l' drique dilué jusqu'à ce qu'il soit complétement dissous et de réduire la deux tiers par l'évaporation : l'alloxantine se dépose en cristaux que par de nouvelles cristallisations.

MUREXIDE. — *Purpurate d'ammoniaque*, Prout. La formule rexide est douteuse. Elle est $C_{20}\,Az_8\,H_{10}\,O_{14}$ ou $C_{16}\,Az_6\,H$ $C_{12}\,Az_5\,H_6\,O_8$ (1). Chacune de ces formules correspond sensiblemen sition expérimentale :

Carbone	0,341
Azote	0,328
Hydrogène	0,030
Oxygène	0,301

La murexide dérive de l'acide urique par l'action des corps oxydans moniaque. Elle cristallise en prismes courts à 4 pans, dont deux faces un reflet vert métallique, comme les ailes de la cétoine ; ces cristaux grenat par transmission et donnent une poudre rouge brun par la t Elle est peu soluble dans l'eau froide et la colore cependant en pourp beaucoup plus soluble dans l'eau à + 70°. L'eau à la température de l l'altère rapidement. L'alcool ni l'éther ne peuvent la dissoudre.

Le carbonate ammonique la précipite de sa dissolution aqueuse ; l'ox sique lui fait prendre une couleur indigo magnifique qui n'est point p Les sels hydriques en précipitent de la murexane en paillettes brillantes retient alors un sel ammonique, de l'alloxane, de l'alloxantine et de l

Les corps réduisans la décolorent ; le sulfure hydrique donne de la de l'alloxane et du dialurate hydrique : le soufre du sulfure devient l l'azotate argentique, elle donne un composé vert, tandis qu'il est h

(1) La formule réelle, au moins celle qui se déduit du composé arge sans doute $C_{16}\,Az_6\,H_6\,O_{12}$.

devient rouge par dessiccation et prend l'éclat métallique par le frottement ; selon M. Fritsche, sa composition peut être représentée par $C_{16}\ Az_5\ \overline{H_5\ Ag}\ O_{12}$ (1). L'azotate barytique donne naissance à un composé analogue.

On peut préparer la murexide par une foule de procédés. Le suivant est le plus simple : dissoudre l'urate hydrique dans l'azotate hydrique, évaporer jusqu'à ce que le produit devienne rouge orangé fauve, le laisser refroidir, y ajouter un excès d'ammoniaque, puis la moitié de son volume d'eau bouillante et la laisser refroidir. La murexide se dépose en cristaux que l'on recueille.

MUREXANE. $C_{12}\ Az_4\ H_8\ O_{10}$. La murexane est le produit de la destruction de la murexide par l'oxyde hydro-potassique dissous dans l'eau bouillante. On la précipite par le sulfate hydrique de la dissolution qui résulte de cette réaction.

Elle est en lamelles à éclat soyeux, très brillantes; elle est insoluble dans l'eau et les sels hydriques dilués. Le sulfate hydrique concentré la dissout et l'abandonne quand on y ajoute de l'eau ; elle est soluble dans l'ammoniaque et les oxydes natroïdiques dissous par l'eau; mais elle ne s'y unit pas d'une manière permanente. La dissolution ammoniacale, abandonnée à l'air, prend une couleur pourpre en donnant naissance à de la murexide qui se dépose en cristaux. Un excès d'ammoniaque détruit ce dernier composé, décolore la liqueur et donne de l'oxalurate ammonique.

PARABANATES. — Le parabanate hydrique, qui est le type des parabanates, est un des produits de la réaction de l'azotate hydrique sur l'urate hydrique ou sur l'alloxane. Sa composition peut être représentée par $C_6\ Az_2\ H_2\ O_6$. Il cristallise en primes à 6 pans; sa saveur est fortement acide. Lorsqu'on le chauffe, il fond et se sublime en partie; il est soluble dans l'eau.

Le parabanate ammonique, facile à préparer, donne un précipité blanc de parabanate argentique avec l'azotate argentique.

Pour préparer le parabanate hydrique, on traite une partie d'urate hydrique par 8 parties d'azotate hydrique d'une concentration moyenne. La dissolution qui résulte de cette réaction est concentrée en consistance sirupeuse et abandonnée à la cristallisation. On obtient ainsi des lamelles incolores que l'on purifie par de nouvelles cristallisations.

L'urate hydrique passe d'abord à l'état d'alloxane. Celle-ci est détruite par l'oxydation et donne de l'acide carbonique, de l'eau et du parabanate hydrique :

$$C_8\ Az_2\ H_4\ O_{10} + 2\ O = C_6\ Az_2\ H_2\ O_6 + 2\ CO_2 + 2\ HO.$$

OXALURATES. — L'oxalurate hydrique, $C_6\ Az_2\ H_4\ O_8$, est un produit de la destruction du parabanate hydrique sous l'influence de l'ammoniaque. Il est en poudre cristalline d'un blanc éclatant ; sa saveur est acide ; il rougit le tournesol. Chauffée par l'ammoniaque, sa dissolution donne par l'azotate argentique un précipité blanc, soluble dans l'ammoniaque ; seule, elle se décompose par l'ébullition en oxalate hydrique et oxalate uréique. On l'obtient en décomposant l'oxalurate ammonique dissous dans l'eau, par le sulfate ou le chlorure hydrique.

(1) La formule de M. Fritsche contient un équivalent d'hydrogène de plus.

L'*oxalurate ammonique* cristallise en aiguilles soyeuses groupées en étoile; il est indestructible par l'eau bouillante; lorsqu'on le chauffe, il se décompose en donnant beaucoup de cyanure hydrique. On l'obtient en sursaturant une dissolution d'urate hydrique dans l'azotate hydrique, et chauffant la liqueur jusqu'à ce qu'elle perde la couleur pourpre qu'elle avait prise, la concentrant enfin pour la soumettre à la cristallisation. Les cristaux obtenus, sont redissous et purifiés par le charbon animal.

CYSTINE. — *Oxyde cystique.* $C_6 H_6 Az O_4 S_2$, Baud. et Malaguti (1). La cystine est une espèce particulière de calcul vésical fort rare qui a été distinguée pour la première fois par Wollaston. On l'a rencontrée chez l'homme et chez le chien. Elle paraît dépendre d'une disposition particulière et congénitale des organes; car, à ma connaissance, elle a été rencontrée deux fois chez deux frères. Elle forme des calculs compactes ou hérissés de cristaux limpides et indéterminables : dans cet état elle est jaunâtre; mais on peut l'obtenir parfaitement incolore par la cristallisation dans une liqueur ammoniacale. A l'état compacte et à + 10° son poids spécifique = 1,5748; à l'état cristallisé et à + 23° 44, il est de 1,6682; sa chaleur spécifique = 0,267. Lorsqu'on la dépose sur un charbon ardent, elle se détruit avec fumée en répandant une odeur toute particulière et caractéristique de *matière animale brûlée, mêlée à celle de l'arsenic en vapeur.* Elle est insoluble dans les liquides neutres. Elle ne s'unit point directement au gaz ammoniac; mais elle se dissout très facilement dans l'ammoniaque liquide, qui l'abandonne par l'évaporation ou la saturation à l'état libre et en cristaux rhomboïdaux, prismatiques, d'une grande pureté. Le chlorure hydrique sec ne s'unit point à la cystine, mais il s'y unit quand il est aqueux et donne avec elle un composé défini, facilement cristallisable par évaporation, qui est formé de cystine 0,765 + chlorure hydrique 0,235 = $C_6 H_6 Az O_4 S_2$, Cl H. La cystine se dissout aussi dans l'azotate hydrique dilué et donne un azotate en cristaux capillaires et d'un éclat soyeux par l'évaporation : 0,626 parties de cystine en donnent 1,000 de cristaux, contenant, par consé-

(1) Cette histoire de la cystine est extraite d'un mémoire inédit que M. Malaguti et moi avons présenté à l'Académie des sciences, le 4 sept. 1837. Les échantillons de cystine nous avaient été remis par M. Lenoir, chirurgien, agrégé libre de la faculté de médecine,

quent 0,374, soit d'acide azotique anhydre, soit d'azotate hydrique et d'eau. Cette dernière supposition étant la seule probable, on trouve que le composé formé par l'union directe de la cystine et de l'azotate hydrique a pour formule $C_6 H_6 Az O_4 S_2$, $Az O_6 H$, HO. Les oxydes calcoïdiques et natroïdiques dissous dans l'eau, dissolvent la cystine et la décomposent avec dégagement d'ammoniaque par une ébullition prolongée : il se forme ainsi un sulfure qui demeure en dissolution et donne du sulfure hydrique par les sels hydriques, même par l'acide carbonique. La dissolution, privée de l'excès de base, donne un produit incristallisable qui n'a pu être examiné faute de matière. Ce produit, dissous dans l'eau, donne par les sels hydriques un précipité brun retenant encore du soufre; avec la baryte et la cystine, on peut constater qu'il se forme un carbonate. La connaissance de ces réactions aurait bien certainement pu rattacher la cystine à quelque groupe de corps connus. La dissolution ammoniacale, saturée de cystine, donne, par l'azotate d'argent, des précipités variables, blancs ou jaunes, noircissant à la lumière et contenant de 0,56 à 0,63 d'oxyde d'argent.

CYSTOSE. — *Oxyde cystique*, Marcet. Ce produit forme des calculs vésicaux humains, très rares; il existe plus souvent mélangé en petite quantité dans d'autres calculs; enfin on l'a rencontré récemment dans le guano.

La cystose a été rencontrée si rarement que l'on a douté de son existence; cependant, elle n'est point aussi rare qu'on le pense; je l'ai trouvée un grand nombre de fois, en petite quantité, il est vrai, mélangé avec d'autres matières entrant ordinairement dans les calculs. Enfin, M. le D. Martin Saint-Ange, m'en a remis deux petits calculs qui avaient été rendus naturellement par une jeune fille.

La cystose est d'une couleur jaune fauve; elle est insoluble dans l'eau, même bouillante; les dissolutions alcalines, carbonatées ou non, peuvent la dissoudre. Le chlorure hydrique ne la dissout point; le sulfate hydrique concentré la dissout en donnant une liqueur jaune qui ne précipite pas par l'eau. L'azotate hydrique la dissout aussi sans la détruire, et la liqueur obtenue, soumise à l'évaporation, *laisse un résidu, jaune de bois, clair* (couleur de cuir tanné), qui ne devient pas pourpre par l'addition de l'ammoniaque.

2

CORPS PARTICULAIRES

OU INSCRISTALLISABLES.

NOTIONS GÉNÉRALES.

1.

Les produits organiques présentent une suite de modifications qui, du rang des corps anorganiques, les élèvent jusqu'à la structure des corps organisés. Au premier degré, ils possèdent toutes les propriétés des produits inorganiques, comme eux ils sont composés et se combinent en proportions nettement définies; ils peuvent être solides, liquides ou gazeux; leurs molécules possèdent des axes déterminés qui leur donnent une structure et une forme cristallines; mais ils demeurent caractérisés par leur origine et par la nature des élémens qui les forment, comme le sucre, l'alcool, les carbures gazeux, etc. A un degré plus élevé, ils peuvent n'être point composés en proportions définies, ils s'unissent en proportions variables, ils sont formés de particules visibles au microscope qui ne possèdent point d'axes déterminés; abandonnés à eux-mêmes, leurs particules demeurent libres et prennent la forme d'un liquide, comme l'albumine, ou bien elles s'agrégent et elles forment des masses tuberculeuses, comme les gommes, les résines, etc. A un degré plus avancé encore, les particules s'arrangent sous l'influence de forces déterminées, elles donnent naissance aux tissus organiques, tels que le tissu cellulaire, les muscles, la matière nerveuse; enfin ceux-ci prennent des formes

et des modes d'arrangement qui se ressemblent ou qui varient selon les êtres qu'ils constituent.

Le premier degré est celui qui est représenté par les *corps organiques* proprement dits, par ceux qui ont été décrits dans la première partie de la chimie organique, sous le nom de composés *moléculaires ou définis;* le second degré est représenté par des corps dont les parties constituantes, encore soumises aux lois de la mécanique, revêtent cependant la forme des élémens des tissus organisés; elles sont représentées par des particules sphéroïdales, liquides ou qui ont dû l'être; particules qui se sont formées sous l'influence de forces qui leur sont propres ou qui sont en elles, si l'on peut s'exprimer ainsi. Ce sont ces corps que j'ai nommés *particulaires*; ils seront décrits dans cette deuxième partie de la chimie organique. A un degré plus élevé, si des forces extérieures interviennent, les élémens particulaires s'agrégent selon certaines lois, ils donnent naissance à des tissus, et ceux-ci constituent les êtres organisés, comme cela vient d'être dit. Ces deux derniers groupes de corps appartiennent nécessairement à l'anatomie et à la physiologie générales; aussi n'en doit-il point être question dans un traité de chimie, quoique en réalité leur étude ait été faite par les chimistes. Aujourd'hui, il existe des traités d'anatomie et de physiologie, dans lesquels leurs auteurs ont fait entrer toutes les notions chimiques nécessaires à leur rédaction (1).

III.

Les corps particulaires sont formés de particules sphériques ou sphéroïdales dont le diamètre varie de deux centièmes de millimètre à un millimètre environ. Cette énorme différence de volume peut être observée, à très peu de chose près chez une seule et même espèce de particule, par exemple, chez celle de l'amidon.

III.

Les particules mises en présence de certains liquides les ab-

(1) Voyez les *Traités de physiologie*, de Burdach et de Muller; les *Traités d'anatomie générale*, de Henle et de Mandl.

sorbent et se gonflent considérablement, ou bien au contraire, elles cèdent une partie de ce qu'elles contiennent au fluide ambiant et alors leur volume diminue. Le premier phénomène a lieu d'une manière évidente chez les particules d'amidon, mises en présence de l'eau bouillante ou de l'eau chaude acidulée; chez l'histose, ou tissu cellulaire des animaux, en présence de l'eau bouillante.

Le second peut être observé en mettant des particules gorgées d'eau en présence de l'alcool, comme celles d'arabine délayée dans l'eau, puis immergée dans ce dernier liquide.

IV.

Lorsque les particules sont très gonflées et tenues ainsi en suspension dans un liquide, elles paraissent dissoutes, mais elles ne le sont pas. L'albumine et la gomme arabique qui passent pour être solubles dans l'eau, n'y sont réellement pas solubles; elles ne font que s'y développer, et leur structure spéciale permet aux particules qui les constituent de glisser les unes sur les autres et de conserver à leur masse les propriétés d'un liquide, en même temps qu'elles donnent à ce liquide apparent une viscosité particulière en raison de leur adhérence mutuelle.

V.

Si le liquide mis en contact avec les particules, tient en dissolution quelque agent chimique, cet agent, après les avoir pénétrées, peut y être retenu avec une force variable, de la nature de celle qui fait naître les dissolutions et qui détermine les phénomènes capillaires. C'est ainsi que des sels très solubles peuvent demeurer dans des particules malgré que celles-ci soient soumises à une foule de lavages; c'est pour cette raison qu'il est presque impossible de séparer la protéine de l'acétate potassique qui l'a pénétrée. Si le produit devient insoluble dans la particule, il y est uni alors d'une manière très intime, mais fort différente de la combinaison chimique, et il ne peut plus en être enlevé que par des agens chimiques qui l'attaquent et le dissolvent. Le corps particulaire peut quelquefois le protéger assez pour qu'il résiste aux agens chimiques qui le

dissoudraient dans les circonstances ordinaires; c'est ainsi que la fibrine retient des phosphates que les sels hydriques (acides) ne peuvent lui enlever complétement qu'avec une extrême difficulté, quoiqu'ils les dissolvent facilement dans les circonstances ordinaires. Il peut donc y avoir un phénomène d'adhésion, qui maintient réunis le corps particulaire et l'élément qui s'y est fixé.

VI.

Les produits retenus à l'état de *pseudo-combinaison* par les corps particulaires, en modifient singulièrement les propriétés. Comme ces corps ne sont généralement point solubles et que s'ils étaient solubles, ils perdraient en se dissolvant toutes les propriétés qui les caractérisent, il arrive qu'ils ne peuvent plus se développer assez dans un liquide pour y paraître solubles, et l'on dit qu'ils sont devenus insolubles. C'est ainsi encore que les agens qui les contractent peuvent les précipiter de leurs combinaisons.

VII.

Parmi les modifications que les particules éprouvent dans les pseudo-combinaisons, il en est deux fort remarquables : par l'une d'elles les particules deviennent visibles, elles sont pour ainsi dire solidifiées, *mais elles demeurent isolées :* c'est ainsi que l'eau de baryte agit sur les particules albumineuses. Par l'autre mode d'action, les particules se contractent et s'agrégent de manière à former un caillot, c'est-à-dire qu'il y a *coagulation*; c'est ainsi que l'alcool, les sels hydriques minéraux (excepté le phosphate tri-hydrique) et l'acide chloromercurique agissent sur l'albumine. D'où vient la répulsion? d'où vient l'adhésion? à quoi peuvent tenir ces différences? Ce sont des questions dont l'avenir devra s'occuper et qui éclaireront peut-être ce qui passe dans les organes des êtres vivans lorsque les élémens qui les forment viennent s'y fixer.

VIII.

Le mode d'union qui vient d'être décrit est fort différent de la combinaison chimique, il n'intéresse pas les molécules ;

il ne peut être en proportions définies : les quantités de matières qui s'unissent ainsi sont proportionnelles au temps et à la température employés pour les produire. Cela explique facilement comment il se fait que des chimistes ont pu croire à une capacité de saturation croissante, et donnant cependant naissance à des composés définis. Tels sont les faits observés par M. Frémy en étudiant la pectine, par M. Mulder en étudiant la fibrine. Ce dernier chimiste a vu que la fibrine tirée du sang provenant de la jugulaire d'une vache, donnait du *sesqui-fibrate* d'argent, tandis que celle tirée du sang artériel, obtenu par la section d'une carotide du même animal, donnait des *quadri-fibrates*.

Ainsi tous les prétendus composés définis formés par l'albumine, la fibrine, la pectine ou l'acide pectique, etc., sont des composés *en proportions variables*, *indéfinies*, qui peuvent cependant avoir une limite définie; mais cette limite est comparable à celle de l'eau que peut prendre une éponge qui se trouve plongée dans ce liquide.

Il existe une preuve décisive des faits qui viennent d'être énoncés ; c'est qu'un corps particulaire, tant qu'il n'est pas *détruit*, conserve son état particulaire quelle que soit la combinaison dans laquelle on le fasse entrer. Ainsi j'ai pu traiter la pectine par une foule d'agens, obtenir des combinaisons apparentes, des doubles décompositions : dans tous les cas, les composés formés étaient particulaires, et lorsque après une série de combinaisons on reproduisait la pectine, elle revenait avec ses propriétés primitives et sa forme particulaire.

IX.

Dans bien des réactions l'état particulaire est complétement détruit, et les produits formés peuvent alors prendre des formes cristallines ; c'est ce qui a lieu pour le glucose ; mais chose singulière, il semble encore qu'il existe une transition entre la forme particulaire et les formes cristallines ; on dirait que les particules, avant de se détruire complétement peuvent prendre des axes, pour ainsi dire naissans, et commencer à donner des cristaux diffus, tels que ceux de glucose, qui sont mamelonnés. On peut dire même que M. Laurent a assisté à la formation de ces cristaux ; car il a vu une particule ellip-

soïdale de *pyromarate* hydrique, se déformer, prendre des axes et donner naissance à des cristaux. En plaçant une goutte d'eau de baryte sur le porte-objet d'un microscope, à mesure que le liquide s'évapore, on voit d'abord des espèces de particules qui se séparent, puis elles prennent une forme angulaire, puis aciculaire, enfin elles produisent des groupes étoilés et ramifiés, comme les frondes rampantes d'un *lycopodium*.

X.

L'extraction et la purification des corps particulaires exigent des soins tout particuliers. On ne peut les dissoudre et les abandonner à la cristallisation, ni les distiller, ni les sublimer, car si on les dissolvait, ou si on les combinait réellement, ou si on les faisait changer d'état, ils perdraient entièrement la structure qui les caractérise, et ils ne pourraient y revenir dans les circonstances où on les placerait, attendu que cette structure est généralement le résultat de l'accomplissement de fonctions organiques.

On purifie donc les corps particulaires par une suite d'agens qui doivent ne point les altérer, mais qui peuvent détruire les matières qui les accompagnent. C'est ainsi que l'on obtient le ligneux, la protéine, la caséine, en les traitant successivement par des sels hydriques, des hydrates natroïdiques, de l'éther, de l'alcool, de l'eau, etc.

XI.

La présence des matières minérales dans les corps particulaires, nuit beaucoup à la netteté des résultats que l'on peut obtenir en les soumettant à l'analyse ultime; car on considère généralement le poids de la matière organique comme étant égal à la différence entre le poids total de la substance et celui des cendres que l'on en obtient par la combustion; mais les cendres ne sont point dans l'état de combinaison où elles se trouvaient dans le composé; elles peuvent contenir du fer peroxydé, au lieu de fer protoxydé, des carbonates au lieu de sels d'une toute autre nature que la matière organique pouvait renfermer.

Quand on veut procéder à de pareilles analyses, il est donc

de la plus haute importance de tâcher de bien connaître l'état des bases incombustibles dans la substance organique, de faire l'analyse exacte des cendres, de rétablir l'état de combinaison des bases par le calcul et de corriger le résultat expérimental selon celui du calcul.

Comme cela a déjà été dit, les masses particulaires ressemblent à des liquides, à des gelées ou à des corps amorphes et vitreux.

XII.

Les liquides contenant des particules à l'état de pseudo-dissolution sont toujours visqueux; si la viscosité augmente, c'est-à-dire si les particules adhèrent davantage, elles se réunissent et forment une gelée comme l'empois, les mucilages gommeux, la pectine, la gélatine et la chondrine. A l'état solide, elles forment des masses tuberculeuses, comme les gommes, la fécule, les corps gras et le tissu cellulaire.

La propriété de former un liquide visqueux, ou de se prendre en gelée, appartient tellement aux corps particulaires, qu'après avoir examiné tous les corps qui présentent cet aspect, je n'en ai pas trouvé un seul qui eût une autre structure; ainsi, la *glairine* des eaux minérales, la *mucose* de la fermentation visqueuse, les pseudo-dissolutions gommeuses, l'albumine, les gelées animales, etc.; tous ces corps doivent leurs propriétés à l'état particulaire de leurs élémens. J'oserai même ajouter que tous les corps qui, comme les gommes sont amorphes et ont une structure vitreuse, sont des corps particulaires; que le silicate potassique en gelée, le soufre mou, les différentes espèces de verres, l'hydrate silicique obtenu par M. Ebelmenn, l'hyalite, les résinites, l'agathe, les silex, etc., sont dans ce cas.

XIII.

Les particules prennent naissance par la division d'un liquide tout formé ou par la formation d'un liquide dans un autre liquide qui ne peut le dissoudre. Une petite quantité de liquide ainsi abandonnée à elle-même prend la forme sphérique, ou sphéroïdale en faisant intervenir la pesanteur et d'autres forces ambiantes, comme cela s'observe lorsque l'on jette du mercure sur une table ou lorsqu'on divise une huile dans un mucilage.

On peut donc admettre que toutes les particules organiques dérivent de l'état liquide.

XIV.

En suivant le mode de formation des êtres organiques, on trouve que leurs premiers élémens sont presque tous *gazeux*, tels que l'acide carbonique, l'ammoniaque, le sulfure ammonique, que ces gaz donnent naissance à des *liquides*, que ceux-ci se divisent en particules, que celles-ci se *solidifient*, s'agrégent, donnent naissance aux tissus, et, enfin, que ces tissus forment des êtres organisés.

XV.

Les particules peuvent s'altérer dans leurs compositions intime et ultime par les agens qui les entourent ou qui les pénètrent: c'est ainsi que de l'albumine peut devenir de la fibrine, de l'histose, de la chondrine, et ne point perdre pour cela la forme qui la caractérise; car les particules admettent des mélanges dans leur constitution.

XVI.

L'examen des corps particulaires, de leur composition et de leurs propriétés générales permet de penser que, dans certains cas, ils se revêtent d'une couche très mince d'un corps étranger, ou qu'ils sont pénétrés par ce corps. Ce dernier peut leur venir du dehors ou provenir de l'altération de la matière même qui les forme. M. Jacquelain a trouvé de l'albumine dans l'amidon; la fibrine est probablement un mélange d'albumine et d'un ou de plusieurs autres corps.

XVII.

Les particules en s'agrégeant restent toujours en particules isolées; mais leur forme s'altère, elle devient diffuse et l'on a peine à la reconnaître; c'est ainsi qu'elle n'est plus immédiatement déterminable dans les fibres musculaires, dans l'épiderme, dans les cheveux, etc. Mais il ne peut y avoir le moindre doute qu'elle existe toujours pour celui qui a observé des corps particulaires et qui les a coagulés sous le microscope; pour celui qui les dé-

La matière ligneuse atteint le dernier degré de l'organisation vég prend toutes les formes voulues par le type organique auquel elle appar elle conserve toujours sa forme particulaire et ne diffère de la fécule q plus grande condensation organique et parce qu'elle contient plus de n nérale en combinaison.

La pectine est formée de particules isolées; mais elle n'est point particules parfaitement sphériques, elle est plus ou moins ellipsoïdale, bien possible que le rapport des axes des divers ellipsoïdes qui la repré en relation avec le type organique auquel elle appartient. Elle aurait a un degré de développement organique supérieur à la formation partic se trouve en abondance dans les racines qui ont pris de l'accroissement ture : elle y forme une grande partie de la masse charnue qui existe en veloppes concentriques de fibres ligneuses.

1er SOUS-GROUPE.

MUCÉS.

Mucose. — Arabine. — Cérasine. — Bassorine. — Ma

Les matières qui constituent ce groupe sont connue nom de *gommes* et de *mucilages*. Elles existent dans l organiques, comme cela a lieu dans la racine de guimau la graine de lin; ou bien elle entoure les semences d Quand elles ont exsudé, elles sont en masses qui n'o tre forme que celle voulue par l'ouverture qui les échapper, leur consistance et le temps de leur dessiccatio en présence de l'eau, elles s'y développent toutes, quel d'une manière très considérable, comme l'adragan quelquefois leurs particules se dissocient complétem permettent ainsi à l'eau de conserver l'apparenc liquide; cela a lieu pour la gomme de *mimosa* et p mucilages; quelquefois la matière gommeuse se r seulement et conserve la forme qu'elle avait avant mise en présence de l'eau; telles sont la gomme de et celle des *drupacées*. Dans tous les cas, la dissolutio rente des gommes se prend en masse vitreuse et amorp la dessiccation.

Les matières qui peuvent se rapporter à ce group l'*arabine*, la *cérasine*, l'*adraganthine* ou *bassorine* et le lages.

Il est probable que toutes ces matières, qui se distin par la manière dont elles se comportent avec l'eau, so

mées par une seule substance réduite à l'état de particules unies à différentes matières minérales qui en font varier les propriétés. Au moins toutes celles que j'ai examinées sont réellement particulaires et l'examen qui a été fait de leur composition chimique, prouve qu'elle est identique chez chacune d'elles. Ce n'est donc point par une espèce de polymorphisme que ces corps diffèrent les uns des autres; *mais par la présence des matières étrangères qui s'y trouvent associées.*

Jamais on n'a isolé la matière qui forme la base des gommes. Ses propriétés pourraient différer de celles de toutes les gommes communes. Cette substance pourrait bien être la matière visqueuse qui se développe dans une fermentation toute spéciale du sucre.

Je donne provisoirement à cette matière le nom de *mucose.*

MUCOSE. — Cette substance est visqueuse, particulaire, insoluble dans l'eau. Elle se produit dans la fermentation visqueuse du sucre. On l'obtient infailliblement en ajoutant à une dissolution de sucre un morceau d'estomac de veau lavé à l'eau distillée. Elle peut être précipitée par l'alcool, recueillie sur un filtre et desséchée; elle forme alors une masse translucide, à cassure vitreuse, qui reprend l'état de mucilage quand on la met en contact avec l'eau.

ARABINE. — Combinaison particulaire de mucose et de malate calcique? Cette matière forme la totalité de la gomme des *mimosa* et une partie de celle des drupacées. Elle passe pour être soluble dans l'eau; mais elle ne s'y dissout point : les particules qui la forment se désagrégent, s'imbibent de liquide, deviennent molles, flexibles et participent ainsi aux conditions dynamiques d'équilibre de l'eau qui les tient en suspension. La viscosité des liquides se trouve considérablement augmentée par l'adhésion des particules d'arabine. L'alcool ne peut dissocier les particules d'arabine et les tenir en suspension comme l'eau. Lorsqu'on ajoute de l'alcool à la dissolution apparente d'arabine dans l'eau, il en contracte les particules et les précipite en magma. La solution gommeuse peut cependant retenir une certaine quantité d'alcool, surtout à chaud, sans que la gomme se sépare. On profite de cette propriété pour conserver et rendre siccatifs quelques vernis à la gomme. La solution apparente de gomme est précipitée par l'acétate basique de plomb et par le silicate potassique. Les sels sous-ferri-

les acétates plombiques neutre et basique, et par le chlorure stannique.

II^e^ SOUS-GROUPE.

* *AMYLÉS.*

Fécules. — Dextrine. — Inuline.

FÉCULES.

Les fécules sont formées de petits grains blancs, arrondis, ovoïdes ou irréguliers, de volumes très variables, qui existent dans une foule de plantes. Leur forme et leur volume varient selon les espèces végétales qui les produisent; par exemple, la fécule des crucifères est en très petits grains arrondis; celle des orchis est en gros grains ovoïdes.

Une fécule d'une espèce déterminée est une chose complexe et variable. Elle est d'abord fluide ; mais elle se condense peu-à-peu vers la périphérie en même temps que son intérieur se divise en particules qui ont presque toutes le même diamètre quelle que soit l'espèce observée, seulement les gros grains de fécule contiennent plus de particules que les petits. J'ai fait cette observation en 1830 et en 1831, dans une longue suite de recherches sur les diverses sortes de fécules, principalement celles des pommes de terre, des orchis et des ophrys. Je l'ai indiquée d'une manière très précise dans une thèse sur l'état actuel de la chimie organique, p. 71-72, que j'ai soutenue en 1838. Les particules qui forment les grains de fécule sont très difficiles à observer à cause de leur extrême homogénéité; mais on parvient à les voir en les examinant au microscope et en faisant varier la nature et la position du réflecteur. Un papier bleu à la place du miroir, la main ou un papier que l'on descend lentement et parallèlement à l'axe de l'instrument pour obtenir une ombre variable, permettent de faire cette observation. Il est probable que l'on y parviendrait beaucoup plus facilement à l'aide de certains réactifs. L'existence de ces granules permet de comprendre les principales propriétés des fécules.

Les fécules sont donc formées d'une matière particulaire, agrégée en granules dont le volume et la forme varient, comme les cellules des plantes qui les contiennent. Les fécules

donc des matières de remplissage, qui représentent une
ıe de l'être dont elles dérivent; c'est du ligneux échappé
force qui devait l'organiser (1).

es grains de fécule sont plus condensées à leur surface
dans leur intérieur, peut-être l'amylose s'y trouve-t-elle
binée avec plus de matière minérale. La condensation
: avec l'âge de la fécule et l'épaisseur de la couche
lensée paraît être finalement la même, quelle que
le volume du grain de fécule, de telle manière que
écules mûres et très fines, renferment proportionnelle-
t beaucoup plus de matière condensée que les gros grains.
est facile à vérifier en comparant la fécule des céréales
est en petits grains, avec la fécule des orchis qui est for-
de très gros grains.

a partie la plus condensée des grains de fécule ne paraît
rer que fort peu de la partie la plus interne; seulement elle
ente plus de résistance à l'action des dissolvans. Au moins
ropriétés distinctives que l'on peut établir entre ces sortes
orps, sont-elles de nature à ne point empêcher ce rappro-
nent.

n trouvera dans le tableau suivant les diamètres comparés
9 espèces de fécules. Ils sont exprimés en millièmes de
mètre (Payen. *Mémoire sur l'amidon, la dextrine et la
tase*).

ubercules des grosses pommes de terre de Rohan.	185,0
acine de Colombo (*Menispermum palmatum*).	180,0
hizôme volumineux du *Canna gigantea*.	175,0
— — du *Canna discolor*.	150,0
— de *Maranta arundinacea* (*Arow-root* du commerce). . .	140,0
lusieurs variétés de pommes de terre.	140,0
ulbes de lis.	115,0
ubercules d'*Oxalis crenata*.	100,0
'ige d'un très gros *Echinocactus erinaceus*, importé.	75,0
agou importé.	70,0

(1) Il a été bien démontré par M. Dutrochet que la fécule était formée par la
lescendante des tiges de la pomme de terre, qu'il suffisait d'enlever un anneau
rce sur une tige de cette plante, pour que des tubercules aériens se for-
nt à son bord supérieur. Or, la sève descendante, est la sève modifiée dans
illes par la respiration, c'est la sève plastique et propre à l'organisation.

qu'elle, elle s'en sépare rapidement et forme un dépôt qui offre une cohérence assez considérable.

Le poids spécifique moyen des fécules est d'environ 1,5.

Les fécules chauffées à + 150° dans l'air ou dans le vide, ne subissent pas d'altération; mais à + 200°, elles se délitent, se désagrégent, et leurs particules se trouvent ainsi séparées. A cette température, la fécule un peu humide, renfermée dans un appareil capable de supporter une pression suffisante, entre en fusion et durcit après le refroidissement. Dans l'un et l'autre cas, elle se trouve transformée en *dextrine*.

Lorsque l'on broie la fécule sur un porphyre, même en prenant les plus grandes précautions pour éviter d'en élever la température, elle se trouve encore transformée en dextrine.

La désagrégation de la fécule suffit donc seule pour la transformer en dextrine.

Les grains de fécule chauffés avec l'eau se tuméfient peu-à-peu, deviennent mous, et peuvent atteindre un volume très considérable : il se forme ainsi une espèce d'empois.

L'empois soumis à un refroidissement de — 10° se solidifie; en le réchauffant lentement, la matière de l'amidon n'adhère plus à l'eau de la même manière : elle la retient seulement comme une éponge et peut l'abandonner par la pression.

Les fécules les plus jeunes et celles dont les grains sont les plus gros, sont celles qui se gonflent le plus rapidement dans l'eau et à la plus basse température. Cela tient évidemment à l'épaisseur de l'enveloppe des grains de fécule et à sa quantité relative.

Les fécules chauffées avec l'eau à une température d'au moins 140° dans un appareil pouvant résister à une température suffisamment élevée, sont probablement amenées à l'état de dextrine; au moins, elles donnent un empois beaucoup plus fluide que celui préparé à + 100°, sous la pression de l'atmosphère.

Chauffées avec de l'eau, dans une autoclave ou une marmite de Papin, à une température de + 150°, les fécules subissent une désagrégation particulaire complète; leurs particules sont ainsi isolées et rendues faciles à observer. Cette curieuse expérience, due à M. Jacquelain qui la publia en 1840, démontre l'exactitude des observations que j'ai faites et la preuve la

plus évidente que les fécules sont formées de particules agglomérées en granules.

Les granules peuvent être obtenus facilement en introduisant ensemble dans une marmite de Papin 1 partie d'amidon et 5 d'eau, chauffant pendant 2 heures et filtrant le liquide bouillant : les granules se déposent par le refroidissement.

Les granules d'amidon ont $0^{mm}002$ de diamètre, ils ne paraissent se dissoudre dans l'eau qu'à + 70° et se colorent en bleu par l'iode comme l'amidon entier.

Les quantités relatives d'eau et de fécule, la température et la durée de l'opération doivent être prises en considération dans les changemens éprouvés par la fécule. En résumant les faits, voici ce que l'on observe : à la température ordinaire, la fécule n'est altérée par l'eau qu'autant qu'elle est brisée; à + 100° et même un peu au-dessous de cette température, les granules se gonflent et donnent naissance à de l'*empois;* à + 150°, les grains de fécule se désagrégent et les particules sont séparées; enfin, à une température supérieure, ou avec moins d'eau et plus de temps, les granules se développent considérablement, subissent un commencement de destruction et donnent naissance à la *dextrine*, qui, elle-même, est encore constituée de particules déformées, ainsi que j'ai pu le reconnaître et comme je le dirai incessamment.

Selon M. Jacquelain l'amidon serait recouvert d'une enveloppe albumineuse, azotée, ne bleuissant pas par l'iode, que l'on peut séparer par de l'eau acidulée et l'emploi d'une haute température dans la marmite de Papin. On n'en obtient ainsi que 0,00036 du poids de l'amidon; mais l'analyse élémentaire de cette substance, par la quantité d'azote qu'elle donne, indique que la fécule peut en retenir jusqu'à 0,02.

En outre l'amidon incinéré laisse pour résidu 0,003 de cendre formée de phosphate calcique. Le restant des produits combustibles est assez exactement représenté par $C_{24}H_{20}O_{20}$; ainsi que cela d'ailleurs a été établi par un grand nombre de chimistes.

L'amidon est inaltérable à l'air sec; mais l'empois passe en partie à l'état de dextrine et de glucose. Cette transformation a même lieu à l'abri de l'air; aussi, dans le premier cas, il se dégage un peu d'acide carbonique, et il ne s'en dégage point dans le second.

Les corps oxydans, en présence de l'eau, réagissent sur l'amidon à-peu-près comme sur le sucre, et donnent de l'acide carbonique et du formiate hydrique. Le bi-oxyde manganique et le sulfate hydrique développent facilement cette réaction qui est employée pour obtenir ce formiate.

L'azotate hydrique se comporte d'une manière particulière : il enlève un équivalent d'hydrogène à l'amidon et le remplace par un équivalent d'acide azotosique et donne naissance à un produit $C_{12} H_9 (Az O_4) O_4$, qui est la *xyloïdine* de M. Braconnot ; xiloïdine que M. Dumas nomme *nitramidine* (*V. Cellulose*).

L'iode libre communique à la fécule une couleur bleue très foncée. Cela fait que l'on emploie la teinture d'iode pour la reconnaître dans les racines où elle existe.

La coloration est due à l'action de l'iode sur les particules amylacées ; elle a lieu en présence de l'eau ; mais lorsque celles-là prennent le développement qui les conduit à l'état de dextrine, la coloration en bleu n'est plus possible. La teinte devient rouge et l'on obtient toutes les nuances provenant du mélange du bleu et de cette dernière couleur, à mesure que la transformation s'effectue.

La coloration n'a lieu qu'avec de la fécule humide ou de l'empois. Une dissolution alcoolique d'iode ne colore pas la fécule bien sèche.

L'empois est fortement coloré en bleu par l'iode. Lorsque l'on chauffe la liqueur bleue ainsi obtenu, elle se décolore vers 60 degrés ; mais elle reprend une partie de sa teinte par le refroidissement. On a pensé que le changement de couleur observé était dû à une modification isomérique ; mais j'ai fait voir depuis, que la présence de l'eau était nécessaire à la manifestation du phénomène et qu'il était d'un tout autre ordre, puisque le composé bleu d'iode et d'amidon, desséché dans le vide, conservait sa couleur et qu'on pouvait ensuite le maintenir à une température de 100 pendant plusieurs heures sans qu'il se décolorât. Cela est d'ailleurs encore démontré par l'inaction de la teinture alcoolique d'iode sur l'amidon sec.

La coloration de la fécule par l'iode et la décoloration du produit à 60 degrés démontre qu'elle subit une modification à cette température, probablement en donnant avec l'eau un

composé qui ne peut bleuir par l'iode, composé qui se détruit en partie lorsqu'on le chauffe.

Les sels, en général, ajoutés à une liqueur bleuie par la liqueur iodée, et très étendue, la séparent en flocons qui se précipitent souvent et peuvent être complétement séparés par le filtre.

La même liqueur est décolorée par le sulfure hydrique et les sulfures solubles dans l'eau : ils s'emparent de l'iode et une quantité équivalente de soufre est mise en liberté. Cette propriété a été mise à profit par M. Dupasquier pour l'analyse des eaux minérales sulfureuses.

Effectivement, avec une liqueur d'amidon iodée et titrée, on peut en quelques instans déterminer la quantité de soufre contenue dans une liqueur, en opérant sur des volumes.

Les *sels hydriques*, *dilués par l'eau*, réagissent à chaud sur les fécules et les font d'abord passer à l'état de *dextrine*, puis celui du *glucose*.

Les oxydes natroïdiques, mis en présence de la fécule fraîche, y pénètrent avec une grande facilité, et la dilatent d'une manière extraordinaire.

Les oxydes calcoïdiques s'y unissent et forment avec elle des composés amorphes, mais toujours particulaires. On a analysé le composé plombique qui a conduit à la formule $C^{12}H^{10}O^{10}$, a Pb O.

Si cette formule est exacte, il faut admettre que la fécule desséchée dans le vide à + 120° retient deux équivalents d'eau utile particulièrement ou par une simple affinité relative, puis qu'elle ne perd pas sa forme particulaire en s'unissant à l'oxyde plombique. Mais malgré le talent bien reconnu des chimistes qui se sont occupés de ces analyses, il est permis de douter que de tels composés soient en proportions définies pouvant être représentées d'une manière aussi nette et aussi simple.

Pour former un tel composé, il y a seulement pénétration du sel plombique dans les particules d'amidon qui s'unissent à l'oxyde qu'il renferme par une simple combinaison adhésive, et si l'on comprend qu'il puisse y avoir un terme défini à cette combinaison, on ne peut se rendre compte de la cause qui ferait qu'elle pourrait être représentée en équivalens.

L'infusion de malt employée à une température inférieure à 70 degrés exerce sur l'amidon une réaction des plus remarquables; elle le dissout très rapidement et si on l'ajoute à de l'empois, elle le fluidifie instantanément : la fécule est transformée en dextrine, et par une action plus prolongée, elle peut

l'être en glucose. Cette action est due à un principe particulaire, albuminoïde, contenu dans l'orge germée, principe que l'on a nommé *diastase*. Il n'en faut qu'un ou deux millièmes pour transformer la fécule en glucose. Elle a pendant des siècles été mise à profit dans la préparation de la bière sans qu'on l'ait même devinée; c'est M. Dubrunfaut qui l'a fait connaître. L'orge germé renferme tout à-la-fois la fécule et la diastase : il suffit de la mettre en présence de l'eau pour que la réaction ait lieu.

Dans la panification, il se passe quelque chose d'analogue: le levain qui doit ses principales propriétés au gluten albuminoïde qu'il contient, ou la levure, réagit sur la fécule, la fait passer à l'état de dextrine, de glucose, et finit même par déterminer la fermentation alcoolique ; fermentation dans laquelle de l'acide carbonique est formé et rend la pâte spongieuse par les cavités auxquelles il donne naissance en se développant.

Le tannin détruit l'empois en précipitant les granules qu'il tient en suspension. Il détruit également l'empois iodé et le décolore. Il réagit aussi sur la diastase et s'oppose complétement à son action sur la fécule.

Extraction de la fécule. — La fécule est extraite par des procédés variables selon les organes qui la renferment. Les tubercules radicaux et les racines charnues la donnent avec une grande facilité ; les céréales ne l'abandonnent qu'avec difficulté parce qu'elle s'y trouve renfermée dans des cellules tapissées de globules de gluten. Dans le premier cas on n'emploie que des agens mécaniques, dans le second, on fait intervenir les réactions chimiques.

1° *Tubercules et racines charnues.* — La fécule est extraite des tubercules et des racines charnues par la rasion et des lavages à l'eau: elle forme un dépôt qui se trouve au fond de ce liquide.

La rasion peut être opérée à l'aide de râpes à main ou de râpes mécaniques; la râpe, employée pour les betteraves, convient parfaitement pour cet objet.

La pulpe obtenue par la rasion est déposée sur des tamis dont la toile est immergée dans l'eau ou arrosée par un filet de ce liquide. On l'y agite constamment de manière à dégager la fécule du parenchyme qui l'enveloppe et à la mettre en

contact avec le tissu du tamis; la fécule le traverse, est reçue dans de l'eau et s'y dépose; le parenchyme (gâchis) reste sur le tamis et se trouve ainsi séparé de la fécule.

La fécule, déposée sous l'eau, est recueillie, lavée à plusieurs eaux, recueillie de nouveau et desséchée dans une étuve, sur des châssis de toile ou dans des vases de plâtre (1).

Les tamis employés pour séparer la fécule et le parenchyme des racines varient beaucoup par leur forme et la disposition qu'on leur donne. On se sert: 1° de tamis circulaires à toile horizontale, sur lesquels on fait mouvoir des brosses, disposées sur un de leurs diamètres et mues par un axe vertical; 2° de tamis disposés en plan incliné, arrosés avec de l'eau et sur lesquels on fait remonter la pulpe à l'aide de deux chaînes sans fin reliées ensemble par des traverses d'une longueur égale à la largeur des tamis et portant des brosses; 3° de tamis cylindriques inclinés sur leur axe, fixes, arrosés avec de l'eau et parcourus par des brosses; 4° de tamis cylindriques mobiles sur leur axe et faisant passer la pulpe des tamis supérieurs dans les tamis inférieurs en l'épuisant.

La forme des tamis employés par les féculiers peut varier à l'infini et ne peut être détaillé que dans les ouvrages spéciaux. Ceux indiqués par 2° et 4° sont les plus usités et donnent de bons résultats; le premier est celui de Laîné; le second est celui de Vernier.

2° *Céréales.* — La fécule des céréales porte particulièrement le nom d'*amidon*. Elle se prépare dans des établissemens spéciaux que l'on nomme *amidonneries*. Ces établissemens sont soumis à une surveillance particulière parce qu'il s'en échappe des émanations fétides, très désagréables.

Le son des céréales ou leur farine est tenu en macération dans de l'eau à laquelle on ajoute de l'*eau sûre* d'une opération précédente: le gluten se putréfie, il se forme de l'acide lactique, probablement aux dépens des particules d'amidon broyées par la meule qui a servi à la préparation du son ou de la farine, cet acide réagit sans doute sur le gluten non altéré et le dissout en apparence, de telle manière que l'amidon devient libre. La réaction est probablement beaucoup plus

(1) Le plâtre est employé comme corps poreux et absorbant.

On peut obtenir la dextrine en traitant l'amidon : 1° par la aleur ; 2° par les acides dilués ; 3° par l'infusion de malt.

1° En chauffant subitement l'amidon humide, à une tempéture de 200 degrés au plus, on le transforme en dextrine. A poque où la transformation a lieu, il commence à brunir : est donc important de bien saisir ce point et de ne pas dépasser la température indiquée. Pour cela on le place sur des bles métalliques chauffées par un bain d'huile et l'on arrête pération aussitôt que la couleur brune commence à paraî. L'action de l'eau et de la chaleur est considérablement cilitée par l'addition de 0,002 d'azotate hydrique. Cet acide t dilué dans 0,300 d'eau et ajouté à 1 partie de fécule. La sse est ensuite divisée en pains, chauffée à l'étuve, divisée nouveau, tamisée et soumise à l'action d'une température + 100 à 110 degrés.

2° Un centième ou moins encore de sulfate ou d'oxalate hyique, dissous dans l'eau, suffit pour transformer une parde fécule en dextrine. A la liqueur bouillante, on ajoute la cule en la tamisant pour la diviser et l'on agite continuellent : il se forme d'abord un empois épais, mais qui disparaît pidement. Aussitôt qu'il est complétement détruit, on sare par le carbonate calcique, on filtre et l'on emploie immétiement la liqueur. Il serait trop dispendieux de l'évaporer ur avoir la dextrine solide.

3° Dans une infusion de malt, portée à la température de degrés environ, on ajoute de la fécule comme dans l'opéion précédente. Elle se liquéfie promptement. Pour éviter tion ultérieure de la diastase qui finirait par donner du glue, il faut l'arrêter en élevant la température, ou par l'alcool. n pourrait aussi employer le tannin, mais il aurait de graves nvéniens pour la teinture à cause d'un grand nombre de ances qu'il altérerait.

INULINE.

Dahline. — Hélénine. — Alantine. — Datiscine.

L'inuline a la même composition que la fécule et, comme e, elle est sous-forme particulaire. Elle existe dans les tucules des dahlias, des topinambours, dans le bulbe du colque d'automne, la racine d'aunée et celles de plusieurs res synanthérées à fleurs radiées.

des graisses, des huiles, des térébenthines, des résines, du sucre, de l'albumine, etc., quelquefois des gaz comme dans la moelle de certains végétaux.

Depuis long-temps, on savait que le papier blanc, lavé, la vieille toile et la charpie, à cela près des substances minérales qui s'y trouvent, étaient la matière ligneuse la plus pure. M. Payen, par un travail considérable, a démontré qu'un grand nombre de végétaux qu'il a soumis à un examen approfondi, renferment tous la même matière ligneuse, ayant la même composition que l'amidon et pouvant être représentés par $C_{24}\ H_{20}\ O_{20}$.

La cellulose est donc un principe élémentaire nécessaire à l'existence des végétaux de tous les ordres; elle est plus que particulaire, car elle présente toujours une agrégation et des formes organiques. M. Payen avait émis l'opinion que la cellulose existait dans tous les végétaux, même les plus inférieurs, et qu'elle en formait le principal tissu et pouvait servir pour les caractériser, attendu que les tissus fondamentaux des animaux sont tous azotés; mais, dans ces derniers temps, on a trouvé de la cellulose dans toute la classe des mollusques tuniciers (L K.).

La cellulose est caractérisée par sa résistance aux agens chimiques, même les plus énergiques. Aussi ne peut-on l'obtenir directement des végétaux qu'en les traitant successivement par une foule de véhicules qui peuvent enlever successivement les différentes matières qui l'accompagnent : enfin, la cellulose reste comme résidu. Les agens employés sont : le chlorure hydrique dilué, les dissolutions alcalines et caustiques, l'eau, l'alcool, le zyméther, etc. Selon les circonstances, on fait varier l'ordre dans lequel on emploie ces agens. Les parties végétales, chargées de matières muqueuses, doivent d'abord être traitées par l'eau; celles chargées de résine doivent d'abord l'être par l'alcool. Le papier blanc à filtrer et la charpie n'ont besoin d'être traités que par le chlorure hydrique dilué et l'eau, pour être purifiés autant que possible. Mais tous les bois renferment de l'acide silicique, et aucun des procédés employés n'a pu en purifier entièrement la cellulose, et l'on voit avec étonnement que M. Payen n'a pas tenu compte de la présence de ce corps dans les analyses qu'il a faites.

Posée sur le porte-objet d'un microscope, entre deux plaques

de verre, la fibre ligneuse, par l'addition successive d iodée et du sulfate hydrique, prend une teinte passagèr blable à celle que l'iode donne avec l'amidon.

La cellulose résiste à l'influence de la diastase; mais fate hydrique la convertit successivement en dextrine glucose. La production de la dextrine, qui est particuliè une preuve évidente que la cellulose est elle même partic et qu'elle ne diffère de l'amidon que par son mode d'agré qui est le résultat de l'influence d'une force qui l'a contr se réunir sous forme de fibres ou de membranes cellul

4° SOUS-GENRE.

PECTÈS.

Pectose. — Pectine. — Acide pectique.

On a donné le nom de *pectine* à la matière des fru permet à leur suc de se prendre en *gelée*. Cette matiè encore retrouvée dans d'autres parties des végétaux et palement dans les racines. On a bientôt reconnu que tine des fruits différait de celle des racines qui était in dans leur suc et se trouvait en général combinée à l Ou a reconnu en outre que la pectine des fruits, à pei rable par les sels hydriques dilués, paraissait se modi l'influence des hydrates natroïdiques dissous dans l'e près en avoir été séparée par les sels hydriques, elle elle-même s'unir à la chaux et aux autres bases et q comportait ainsi exactement comme la pectine des raci l'on dit être du pectate de chaux; ces observations admettre que la pectine pouvait donner naissance pectique. Plus tard encore, M. Frémy a trouvé que la sous l'influence prolongée de la potasse et des acides donner naissance à un nouvel acide, ayant une cap saturation beaucoup plus grande, acide qu'il a nom *tapectique*. M. Frémy a fait en outre voir que la cap saturation de la pectine était très variable qu ique en proportions définies et *qu'elle croissait à mesure laissait en contact avec les bases ou les sels qui les contena* l'eau exerçait une certaine influence sur ces réaction lières; que la potasse enfin augmentait considérableme

ité de saturation et donnait naissance à l'acide métapecti-
, comme cela vient d'être dit. Enfin, M. Mulder avait déjà
nnu un an auparavant que la pectine elle-même était unie
chaux dans les organes des plantes qui la contiennent, et
l'acide pectique ne différait de la pectine que par une plus
rle quantité de base qui s'y trouvait unie.
apoint de vue des expériences précédentes, la pectine est
ble dans le suc des fruits; le sucre, le suc des cerises, l'eau
haux, les sels calcaires et les sels métalliques en général la
pitent de sa dissolution. Le pectate de chaux, tel qu'il
e dans les carottes ou tel qu'on peut le préparer artificielle-
t, traité par la potasse diluée, donne du pectate de po-
, qui peut être ramené à l'état de pectate de chaux par le
rure calcique; ou bien traité par le chlorure hydrique,
bandonne l'acide pectique qui se prend en gelée.
'ai examiné tous ces faits avec soin, et voici ce qui a lieu;
a pectine et l'acide pectique ne sont qu'un seul et même
ps. Elle est sous forme particulaire, absolument invisible
s le suc de la groseille récent; mais elle devient apparente
qu'on l'abandonne à lui-même; elle est alors en globules
^{mm}008 à 0^{mm}010 de diamètre; en outre, l'alcool, l'eau de
yte, et une foule de dissolutions salines la rendent immé-
ement apparente. Elle est toujours en particules, mais leur
nètre varie selon la nature des agens employés. Le pectate
haux tel qu'il existe dans la pulpe des carottes lavées, est en
ticules ovoïdes très visibles. Traité par la potasse, il donne
pectate de potasse en particules encore très appréciables,
s à contours moins bien dessinés. Le pectate de potasse
ne par le chlorure calcique, de la pectine calcaire en glo-
es parfaitement nets et distincts. La pectine calcaire trai-
par un sel hydrique dilué, abandonne l'acide pectique qui
prend en *gelée*. L'acide pectique ainsi obtenu est encore
ticulaire et on peut l'unir de nouveau avec une foule de
s sans qu'il cesse de l'être.
l reste à conclure de tous ces faits que la pectine est particu-
e, que sous aucun état elle n'est soluble dans l'eau, que les
icules qui la forment s'unissent par imbibition ou par une
ce d'incrustation avec les différens corps que l'on met en
ence avec elle, qu'elle s'y unit par simple adhésion, qu'elle
etient avec une certaine force, qu'elle peut les céder à des

agens plus puissans qu'elle, mais qui ne détruisent pas sa forme particulaire.

On explique ainsi comment il se fait que la capacité de saturation de la pectine est variable; car cela résulte de ce qu'elle se pénètre plus ou moins des substances qui l'accompagnent, selon la durée du contact.

Dans la préparation de la gelée de groseille, cette substance prend une consistance très variable selon les rapports existant entre ce fruit et le sucre que l'on y ajoute. Avec deux parties de groseilles et une partie de sucre on obtient une gelée très ferme et très consistante; si l'on augmente la quantité de sucre, la pectine se trouve éliminée peu-à-peu en passant à l'état apparent et grenu, de telle manière que la consistance de la gelée diminue considérablement.

Dans cette réaction d'un ordre tout spécial, il est probable que les particules de pectine se gonflent en absorbant de l'eau chargée de sucre, qu'elles acquièrent ainsi un grand volume et qu'elles adhèrent fortement les unes aux autres; mais que, lorsque la quantité du sucre augmente, il tend à s'établir une espèce d'équilibre entre l'action que la pectine et celle de ce dernier corps exercent sur l'eau, de telle manière que la pectine diminue de volume et se trouve isolée en particules qui flottent dans un sirop de sucre. La densité de ces dernières, moindre que celle du liquide, fait qu'elles montent à sa surface comme une espèce d'écume que l'on peut alors séparer facilement.

Depuis une vingtaine d'années au moins, les pharmaciens clarifient le suc de la groseille avec du suc de cerises, afin de la rendre propre à faire du sirop.

Dans cette opération, la pectine du suc de groseilles est complétement séparée, et en se rassemblant elle forme une espèce de filtre qui clarifie parfaitement le liquide, comme cela a lieu pour les sirops, par l'albumine, et pour les vins, par l'ichthyocolle. Dans cette réaction singulière, je me suis assuré que la pectine était complétement séparée et que d'invisible qu'elle était, elle devenait très nettement appréciable au microscope, et que ses particules avaient un diamètre qui variait de $0^{mm}007$ à $0^{mm}008$; mais quelle est la substance contenue dans la cerise, qui peut contracter la pectine du suc de groseille et la séparer ainsi de sa dissolution apparente? c'est ce que je n'ai pas encore pu déterminer d'une manière précise.

L'azotate argentique noircit la pectine et contracte les globules qui la forment d'une manière singulière : il les réduit à n'avoir plus qu'un diamètre de $0^{mm}002$.

Toutes les analyses de la pectine s'accordent à démontrer qu'elle contient plus d'oxygène qu'il n'en faut pour transformer en eau l'hydrogène qui l'accompagne. Sa composition se rapproche de celle de la formule $C_{12}H_9O_{10}$. M. Gerhardt émet l'opinion que l'oxygène et l'hydrogène de la pectine doivent être dans les proportions qui conviennent pour faire de l'eau, et cette opinion mérite d'être prise en considération, puisque selon M. Chodnew la pectine donne du glucose par le sulfate hydrique. Cette réaction n'avait pu être obtenue par d'autre chimistes qui avaient cherché à la faire naître, notamment par M. Frémy, mais il ne suffit point de savoir que la pectine ait pu donner cette substance, il faudrait savoir combien elle en donne, et si c'est par une simple métamorphose ou par une réaction plus compliquée. Il se pourrait que la pectine n'eût jamais été obtenue à l'état de pureté, qu'elle fût accompagnée d'une matière albuminoïde azotée, telle que celle que M. Jacquelain a reconnue autour de l'amidon, qu'en cela elle se rapprochât de la fibre ligneuse que l'on a tant de peine à purifier, *et que l'azote, dégagé et perdu dans les analyses, ait été compté comme étant de l'oxygène.*

décrire d'une manière suffisante tous les corps du groupe des protés ; car elle est la matière organique fondamentale qui le représente.

La protéine prend naissance dans les plantes ; elle s'y trouve avec des propriétés variables, sous les noms d'albumine, de légumine, de synaptase, de myrosine, de gluten, etc. ; de là elle passe chez les animaux où elle conserve sa structure particulaire et ses principales propriétés ; elle y forme l'albumine, que l'on rencontre dans le sang et dans les œufs des oiseaux, la caséine du lait et la fibrine du sang et des muscles.

Les corps protéiques, pas plus que les phytés, ne donnent des composés définis ; c'est en vain que l'on a cherché à ramener les combinaisons adhésives auxquels ils donnent naissance, aux lois qui régissent les combinaisons par équivalens ; on n'a eu que des combinaisons graduées, des approximations à 2 et même 4 centièmes près. Ce qui est impossible pour les corps cristallisables, qui se combinent en perdant leur forme et en se pénétrant jusque dans l'intérieur de leurs molécules.

Tous les composés du groupe des protés ont un caractère commun : traités par le chlorure hydrique en dissolution concentrée, ils se dissolvent dans cet agent et lui communiquent une teinte bleu violacé, d'abord assez foncé, mais qui se dégrade en passant par la teinte lilas. Ce caractère n'a point lieu d'étonner ; car cet agent est assez puissant pour détruire toutes les combinaisons adhéaives que la protéine forme et, en réalité, c'est la protéine seule qui donne cette réaction.

Tous les corps du groupe des protés prennent naissance dans les végétaux, puisque la protéine peut s'y former, mais ils sont un aliment indispensable des animaux, puisque l'albumine, partie intégrante du sang, circule dans leurs vaisseaux propres à ce liquide, puisque la fibrine constitue le système musculaire des vertébrés, et puisque enfin toute matière animale azotée lui doit nécessairement son origine, attendu qu'il est prouvé maintenant, d'une manière irrévocable, que les animaux ne puisent point d'azote dans l'air, par la respiration, que celui-ci doit venir de leurs alimens solides, que la composition des élémens organiques des herbivores et des carnivores est la même, et que les premiers de ces animaux ne trouvent dans les végétaux qu'une seule substance azotée nutritive qui est représentée par les différentes modifications de la protéine. Cela devient de la plus grande évidence quand on pense aux oiseaux granivores qui peuvent trouver dans une seule céréale, le blé, par exemple, tout ce qui est nécessaire à leur alimentation ; et, dans ce blé, il n'y a qu'une seule matière azotée qui est une modification de la protéine.

Le tissu cellulaire qui forme la trame génératrice de tous les tissus des animaux supérieurs doit donc son origine à la protéine. Sa composition différant beaucoup de celle de cet aliment, il ne peut prendre naissance que par des modifications chimiques ; ces modifications sont déterminées par l'action de l'oxygène dans l'acte de la respiration ; cet oxygène pénètre dans les parties les plus intimes du corps des animaux, il y opère une combustion dont le but principal, ignoré jusqu'à ce jour, est la production de l'histose ou matière première du tissu cellulaire.

L'histose est plus oxygénée que la protéine ; mais ce n'est point par une simple oxydation qu'elle se forme. L'oxygène qu'elle contient provient en entier de cette dernière substance, attendu que cet élément ne peut se déplacer lui-même, et que, quand bien même cela serait, nous ne pourrions en avoir connaissance. C'est donc en enlevant une partie du carbone, de l'hydrogène et de l'azote de la protéine, que l'oxygène donne naissance à l'histose.

En prenant l'oxygène comme terme de comparaison, et cela doit être, puisque lui seul demeure invariable dans la transformation de la protéine en histose, la composition pondérale de ces matières peut être représentée par les nombres suivant :

	Protéine.	Histose.	Différences. Poids.	Différences. Volumes.
Oxygène	1,000	1,000	0,000	0
Carbone	2.500	2.105	0,395	66
Hydrogène	0,318	0,258	0,060	60
Azote	0,727	0,713	0,014	1

Si la respiration avait pour but unique de transformer la protéine en histose, les rapports des volumes indiqués au tableau précédent représenteraient ceux des éléments du gaz exhalé dans la respiration des animaux en tenant compte, toutefois, du résidu de l'air qui s'y trouve mêlé sans avoir servi.

L'albumine végétale peut différer de l'albumine animale, mais seulement par la proportion du soufre et par celle des sels qui l'accompagnent; sous le premier rapport l'albumine des œufs même paraît différer de celle du sang. La légumine, ou la matière protéique contenue dans les graines des plantes légumineuses, ne paraît pas différer sensiblement de la caséine ou de la matière coagulable du lait. Un des éléments du gluten des céréales, enfin, a une ressemblance presque complète avec la fibrine musculaire. Ces trois ordres de matières représentent trois degrés différens des modifications que les animaux font éprouver à la protéine, cet aliment éminemment nutritif, avant que de l'assimiler à leur propre substance.

Le lait des mammifères convient aux jeunes animaux et suffit à la création de tous les tissus qui les forment. La caséine du lait, qui est la matière protéique de cet aliment, passe bientôt à l'état d'albumine; celle-ci devient fibrine. Par des métamorphoses inverses, les mammifères qui créent le lait, transforment de l'albumine en caséine et enfin les carnivores s'emparent de la protéine sous toutes les formes où ils la trouvent, la ramènent par la digestion à l'état qui convient pour en faire le premier élément, puis elle repasse par la suite des modifications qui accomplissent son rôle nutritif.

PROTÉINE.

Le procédé employé pour extraire la protéine ressemble en quelque sorte à celui par lequel on purifie la cellulose, en la débarrassant des substances étrangères qui l'accompagnent. L'albumine est traitée successivement par des dissolvans qui peuvent enlever les matières qui sont réunies à la protéine. D'abord par l'eau, puis par l'alcool et l'éther, pour la séparer des matières tout-à-fait insolubles et de la graisse qui peuvent lui être unies; ensuite elle est traitée par le chlorure hydrique dilué, qui dissout le phosphate calcique et quelques au-

tres sels; après des lavages convenables elle est mise en contact et tenue en digestion avec une dissolution d'hydrate potassique peu concentrée; celle-ci lui enlève le soufre et le phosphore qu'elle contient; enfin, on la précipite par de l'acétate hydrique dilué. Elle est ensuite recueillie sur un filtre, lavée à l'eau distillée, et desséchée s'il en est besoin.

Ainsi obtenue, la protéine est en masse jaune grisâtre, dure et fragile. Elle est hygroscopique, probablement parce qu'elle retient de l'acétate potassique; soumise à l'action de la chaleur, elle perd de l'eau, entre en fusion et se détruit. Elle est insoluble dans l'eau, l'alcool, le zyméther, les huiles fixes et les essences. Bouillie long-temps avec l'eau, elle finit par s'y dissoudre, au moins en apparence. Elle absorbe l'eau chargée de sels divers, alcalins, acides ou neutres, et prend différens aspects, qui portent à penser qu'elle est soluble ou insoluble dans l'eau: en général les oxydes natroïdiques lui donnent l'apparence d'un corps soluble; les sels hydriques l'opacifient; les sels métalliques s'y unissent directement; mais lorsqu'elle a été préalablement développée par un oxyde natroïdique, elle forme des composés avec les bases, par une espèce de double décomposition. Le chlorure hydrique lui communique la couleur bleue dont il a été question précédemment; le sulfate hydrique dilué la gonfle et finit par la colorer en pourpre si l'on porte le mélange à l'ébullition. Les cyano-ferrures potassiques, rouge et jaune, la précipitent de ses dissolutions et donnent ainsi un caractère spécial qui sert pour la reconnaître.

Une dissolution potassique chauffée avec la protéine la décompose en donnant naissance à de l'ammoniaque qui se dégage, à du carbonate et à du formiate potassiques, en même temps qu'à de la *leucine*, de la *protide* et de l'*érythroprotide*. Ces matières se reproduisent avec tous les composés du groupe protéique (V. p. 878).

Le tannin détruit la solubilité apparente de la protéine et forme avec elle un composé blanc, prenant une teinte brune par la dessiccation. M. Mulder regarde ce composé comme étant formé d'un équivalent de fibrine et d'un équivalent de tannin.

M. Mulder, d'une part, et MM. Dumas et Cahours, d'autre part, ont analysé la protéine et sont arrivés sensiblement aux

mêmes résultats. La composition élémentaire de cette substance peut donc être considérée comme étant déterminée d'une manière suffisante, mais il n'en est pas de même de sa formule. Voici les résultats de la moyenne de plusieurs analyses et la moyenne de ces mêmes résultats :

	Mulder.	Dumas et Cahours.	Moyenne en nombres ronds.
Carbone	55,2	54,94	0,55
Hydrogène	7,0	7,10	0,07
Azote	15,9	15,93	0,16
Oxygène	21,9	22,02	0,22

Ces analyses peuvent conduire aux formules $C_{40}\ H_{40}\ Az_5\ O_{12}$ et $C_{48}\ H_{37}\ Az_6\ O_{15}$, selon M. Dumas. Elles conduisent encore d'une manière assez précise à $C_{48}\ H_{35}\ Az_6\ O_{14}$.

LEUCINE. — Cette substance est solide, friable, quelquefois en lamelle comme la cholestérine ; elle est inodore, insipide, grasse au toucher ; elle est insoluble dans l'éther à + 17°, se dissout dans 625 parties d'alcool d'un poids spécifique de 0,83 et dans 28 parties d'eau; elle ne perd point d'eau à + 180° et se sublime à + 170° sans laisser de résidu. Sa solution dans l'eau n'est précipitée que par l'azotate mercurique. Elle n'est pas attaquée par les alcalis caustiques ; elle se dissout dans le chlorure hydrique sans altération ; l'azotate hydrique s'y combine à froid sans la décomposer ; elle est décomposée par le chlore et l'azotate hydrique bouillant.

La composition de cette substance est la suivante :

Carbone	0,5580
Hydrogène	0,0910
Azote	0,1080
Oxygène	0,2430

Ces nombres, selon M. Mulder, correspondent à la formule $C_{24}\ H_{24}\ Az_2\ O_7$.

FIBRINE. — Cette substance est solide amorphe, jaunâtre, facilement pulvérisable et soluble dans l'eau, d'où elle n'est point précipitée par l'acide tannique.

Elle possède la composition suivante :

Carbone	0,5904
Hydrogène	0,0667
Azote	0,1052
Oxygène	0,2377

D'après M. Mulder, cette composition correspond à la formule : $C_{24}\ H_{18}\ Az\ O_4$?

ERYTHROPROTIDE. — Cette substance est molle, rouge, soluble dans l'eau et l'alcool; sa solution, en contact avec les oxydes métalliques, donne des précipités roses. Elle est précipitée de sa dissolution aqueuse par l'acide tannique et plusieurs solutions métalliques; sa dissolution est décolorée par le sulfure hydrique, mais elle reprend sa couleur, lorsqu'on enlève ce dernier en corps plaçant le mélange dans le vide sec.

Carbone	0,5614
Hydrogène	0,0664
Azote	0,1000
Oxygène	0,2824

Cette composition, d'après M. Mulder, est représentée par la formule : $C_{28}\ H_{16}\ Az_2\ O_{10}$?

CASÉINE. — *Caséum*, *matière caséeuse*. Cette matière existe dans le lait, dont elle représente la partie qui se prend en caillot. Elle est en particules qui paraissent complétement dissoutes, puisqu'il est impossible de les voir dans le lait. Les seules particules que l'on y aperçoive directement sont de nature grasse et représentent la matière butyreuse. Cependant, à l'aide de divers agens, on la fait contracter, et les particules qui la forment deviennent alors visibles. La caséine a passé pendant long-temps pour être soluble dans l'eau, mais indépendamment des observations qui précèdent, M. Rochleder a démontré qu'elle ne pouvait s'y dissoudre lorsqu'elle était à l'état de pureté.

Le lait, ou une dissolution apparente de caséine, peut être portée à l'ébullition sans se coaguler, seulement elle se rassemble à la surface du liquide sous forme de membranes. L'acétate hydrique la coagule facilement et immédiatement. En général elle s'empare des sels hydriques et s'y unit d'une manière assez intime. Quand on prépare du petit lait et que l'on n'emploie juste que la quantité d'acide nécessaire pour l'obtenir, le sérum est tout-a-fait neutre aux réactifs, parce que la caséine s'est emparée de tout l'acide. Si l'on employait trop d'acide, la caséine pourrait se répandre de nouveau dans le liquide à l'état de dissolution apparente.

Un grand nombre de sels peut aussi s'y unir et la coa-

guler; l'alcool en fait tout autant ; mais l'action la plus remarquable, sans doute, est produite par la présure du veau, qui la coagule avec une facilité extrême. Les hydrates et les carbonates natroïdiques dissous, sont facilement absorbés par les particules de caséine : ils les distendent, les désagrégent et font prendre à la masse l'apparence d'une dissolution parfaite.

M. Braconnot a étudié les modifications que la caséine éprouve lorsqu'on l'abandonne au contact de l'air et de l'eau. Il en a principalement extrait une matière blanche, amorphe, volatilisable, en partie soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool, à laquelle il a donné le nom d'*aposépédine*.

La caséine contient une quantité considérable de phosphate calcique et de soufre. Purifiée par le procédé qui va être indiqué, elle a une réaction acide. Sa composition est la même que celle de la protéine, et il est bien probable que si l'on employait pour l'obtenir le procédé qui est usité pour avoir cette dernière substance, que l'acétate potassique qui y resterait lui communiquerait les mêmes propriétés que celles que l'on a reconnues à la protéine.

Voici les résultats analytiques moyens obtenus par divers chimistes :

	Mulder.	Scherer.	Dumas et Cahours.	Nombres ronds.
Carbone	54,51	54,96	53,57	0,55
Hydrogène	6,90	7,15	7,10	0,07
Azote	15,67	15,80	15,81	0,16
Oxygène	22,92	22,09	23,46	0,22

La composition donnée par M. Mulder est celle qui se rapproche le plus de la protéine. La moyenne des résultats obtenus par MM. Dumas et Cahours, moyenne qui résulte de la comparaison de sept analyses concordantes, s'éloigne sensiblement de la composition de la protéine. La différence ne portant que sur le carbone et, par suite, sur l'oxygène, faut-il admettre que le premier de ces corps n'a pas été complétement brûlé dans ces analyses, ou que la caséine pure diffère de la protéine ?

Pour obtenir la caséine, M. Rochleder recommande de coaguler le lait par le sulfate hydrique, à l'aide de la chaleur, de

aver à l'eau le caillot obtenu, de le dissoudre ensuite dans une lissolution de carbonate sodique, et d'abandonner cette dissolution au repos, afin que la matière butyreuse s'en sépare; celle-i étant enlevée par décantation, il faut de nouveau ajouter du ulfate hydrique à la liqueur : la caséine est alors reprécipitée t lavée à l'eau. Pour la priver entièrement du sulfate hydrique qu'elle retient, il faut la dissoudre dans l'eau bouillante et ajouter du carbonate sodique avec ménagement afin de la éparer de la dissolution; car, si l'on en ajoutait trop elle se redissoudrait. Après des lavages suffisans la caséine passe pour être pure.

LÉGUMINE. Braconnot. — La légumine existe dans les graines des légumineuses, tels que les pois, les haricots, les lentilles. Elle en a été extraite pour la première fois par M. Braconnot, qui l'a étudiée et a reconnu qu'elle possédait toutes les propriétés de la caséine.

La légumine peut être extraite par les procédés qui donnent la caséine. Pour cela une des graines précédentes est tenue en macération dans l'eau tiède jusqu'à ce qu'elle soit ramollie; elle est ensuite broyée dans un mortier et mêlée avec son poids d'eau froide. Après environ une heure de macération, la liqueur est passée dans un linge avec expression et abandonnée de nouveau à elle-même, pour la séparer d'une certaine quantité de fécule qui se dépose; filtrée de nouveau, on en peut précipiter la légumine par l'acétate hydrique. Le précipité recueilli, lavé à l'eau, desséché, traité ensuite par l'alcool et l'éther, donne la légumine pure (1).

La légumine est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Les oxydes et les hydrates natroïdiques lui communiquent une solubilité apparente; car dans tous les traitemens qu'elle a subis pour son extraction, elle a conservé sa structure particulaire. L'alcool, les sels hydriques minéraux, l'eau de chaux et l'eau de baryte y font naître un précipité blanc, tantôt à l'état de coagulum, tantôt en particules isolées. Les acides dilués, ajoutés en excès, produisent le même effet final que les agens précédens.

La solution apparente de légumine, obtenue par le tartrate,

(1) Il est fort douteux que la légumine ainsi obtenue soit pure : elle doit retenir des substances minérales qui modifient ses propriétés.

hydrique, présente les réactions suivantes : les azotates ba
que et plombique, le chlorure calcique, les sulfates ferriq
cuprique, y font naître des précipités dans lesquels le s
presque toujours engagé sans décomposition. Le tannin
matières qui en renferment y font naître aussi un préc
mais l'acide chloro-mercurique, les acétates plombique,
tique et aluminique, n'y déterminent aucun changeme
parent.

ÉMULSINE, Onn. Ch.; *amandine*, Dumas; *synaptase*, L
myrosine, Bussy. — Ces quatre substances paraissent s
fondre en une seule ; cependant, selon quelques chimis
synaptase et la myrosine seraient distinctes par la pro
dont elles jouiraient exclusivement : la première, de
miner la réaction que l'on nomme fermentation. ben
(V. p. 704 et 917), et la seconde de transformer le my
calcique en huile volatile de moutarde.

L'amandine existe abondamment dans la semence d
bres de la tribu des drupacées, telles que les aman
l'amandier, du pêcher, de l'abricotier, du prunier, de
sier, etc., et de la graine de moutarde blanche, selon M
mas. On peut l'extraire facilement du tourteau des am
douces dont on a extrait l'huile, en le broyant et le dé
dans l'eau distillée. Après quelques heures de contact il
de filtrer pour avoir une liqueur chargée d'émulsine.
substance se rattache au groupe de la caséine par la pro
qu'elle a de se contracter, de s'agglutiner, de précipit
l'acétate hydrique et de se redissoudre dans un excès
agent ; cependant elle se rattache aussi au groupe de l'
mine par la propriété dont elle jouit de se coaguler
chaleur. Elle représente donc le passage de la caséine
bumine. Je me suis assuré d'ailleurs par l'observatio
prête qu'elle est particulaire comme ces dernières sul
ces, cependant sa composition paraît s'éloigner beauco
celle de ces deux groupes de corps, selon l'analy
M. Dumas.

	Émulsine.	Diastase
Carbone	50,9	55.
Hydrogène	6,5	7,
Azote	18,5	16,
Oxygène	24,1	22,

Malgré cette différence de composition, et indépendamment es propriétés déjà signalées, l'amandine possède la propriété econnue dans tout le groupe protéique, *de se dissoudre dans e chlorure hydrique et de donner une liqueur bleu foncé.* l faut donc admettre pour ce cas, comme cela sera dit pour fibrine, que les particules de matière protéique admettent ans leur intérieur tout aussi bien des matières organiques ue des matières minérales.

Dans l'émulsine, la protéine se trouverait unie à une maière plus azotée qu'elle-même. Peut-être pourrait-on dire aussi, avec apparence de raison, que l'albumine animale, qui tire on origine de l'albumine végétale, est cette dernière matière ésazotée ou combinée avec une autre matière moins azotée u'elle-même. Quand on a affaire à des matières incristallisales, on n'a aucun moyen de s'assurer de leur pureté, et tous procédés de purification par élimination que l'on emploie, uvent encore laisser beaucoup de substance étrangère dans corps particulaires.

Le *phosphate tri-hydrique* précipite l'émulsine. La baryte, la aux en font autant et la décomposent en outre par la chaleur ec dégagement d'ammoniaque. Les hydrates natroïdiques énètrent ses particules, les gonflent et leur donnent une soluité apparente; à chaud, ils agissent comme les oxydes calïdiques. La présure la précipite lentement, mais complétement.

L'émulsine et la synaptase sont identiques; ces substances araissent différer de la myrosine par la propriété qui a été ndiquée précédemment. Cette dernière substance est conmue dans les graines de moutarde noire et de moutarde blanhe; mais elle ne peut être extraite que de ces dernières, arce que les premières contiennent des myronates sur lesuels elle réagit aussitôt qu'on les met en présence de l'eau. oici en quelques mots le procédé que l'on peut suivre pour on extraction : les graines de moutarde blanche sont broyées, oumises à l'action d'une forte presse pour en extraire l'huile: e tourteau qui résulte de cette opération est broyé de nouveau et délayé dans de l'eau. Après quelques heures la liqueur est filtrée, évaporée à une température d'environ 40 degrés et précipitée par l'alcool. Le précipité est repris par l'eau; la liqueur qui en résulte est ensuite filtrée et évapo-

rée à une température qui ne doit pas dépasser 50 degrés. La myrosine ne peut pas déterminer la fermentation benzoïque, mais, comme cela a été dit, elle transforme les myronates en huile volatile de moutarde (V. t. II, p. 749).

ALBUMINE. — L'albumine est très répandue dans le règne animal ; elle se rencontre dans les œufs des oiseaux, dont elle forme les albumens, et c'est de là que lui vient son nom; elle fait partie intégrante du sang et de la lymphe. On la retrouve en outre dans plusieurs liquides anomaux, tels que celui qui existe sous l'ampoule formée par les vésicatoires, dans ceux qui s'accumulent dans les membranes séreuses, quelquefois dans l'urine. On la rencontre encore abondamment dans les végétaux, où elle existe à l'état d'émulsine, de myrosine, de diastase, etc.

L'albumine est sous forme de particules absolument invisibles quand on l'examine sans aucune espèce d'addition; mais quand on fait intervenir quelques agens, ses particules deviennent très visibles et facilement appréciables. L'eau de baryte est le réactif qui convient le mieux. Rendues apparentes par cet agent, les particules de l'albumine du sang sont beaucoup plus petites que les globules rouges de ce liquide; elles n'ont que $0,^{m}005$ (1/200e de millimètre) de diamètre; les particules de l'albumine des deux albumens de l'œuf de la poule ont $0,^{m}006$ de diamètre (environ 1/167e de millimètre). Ces mesures ont été déterminées directement en déposant l'albumine barytée sur le micromètre en verre divisé de M. Ch. Chevalier.

L'albumine est essentiellement caractérisée par son apparente solubilité dans l'eau, par l'action de la chaleur qui la coagule et par l'inaction de l'acétate hydrique et du phosphate tri-hydrique, qui ne la coagule point comme le font les autres composés hydriques, tant minéraux qu'organiques.

L'albumine d'œufs, chauffée pendant plusieurs jours à la température de + 45°, perd sa limpidité et devient opaline; chauffée brusquement à environ 68 ou 70 degrés, elle se coagule complétement; c'est-à-dire qu'elle devient solide, opaque et blanche. Ce changement a lieu sans perte d'eau, dans l'intérieur d'un œuf fermé, tout aussi bien que dans un vase ouvert. J'ai trouvé en outre, que l'albumine liquide et l'albumine coagulée perdaient exactement la même quantité d'eau

par la dessiccation dans le vide. La coagulation de l'albumine dont on n'a pas encore pu avoir l'explication, vient sans aucun doute d'une réaction entre les sels qui l'accompagnent, ou entre ces sels et la matière qui la forme.

Quand on ajoute du carbonate sodique à de l'albumine on l'empêche de se coaguler par la chaleur. Ceci vient confirmer l'opinion que j'ai émise sur ce phénomène, et semble indiquer que la soude contenue naturellement dans l'albumine peut se saturer quand on élève la température.

L'albumine desséchée lentement, forme une masse jaunâtre, transparente, à cassure vitreuse, qui peut être conservée sans altération dans un endroit sec. Lorsque cette albumine est mise en contact avec l'eau, elle s'y développe, semble paraître s'y dissoudre, et reprend toutes ses propriétés primitives. L'albumine coagulée devient aussi transparente et fragile par la dessiccation; mais elle ne fait que reprendre sa blancheur et son opacité au contact de l'eau, sans paraître s'y dissoudre.

Par l'incinération, l'albumine donne un résidu plus abondant que la fibrine. Ce résidu contient une grande quantité de carbonate sodique; carbonate auquel elle doit sa solubilité apparente; elle contient aussi du chlorure sodique et du phosphate calcique.

On savait depuis long-temps que l'albumine était sulfurée, mais on doit à M. Mulder cette remarque bien digne d'intérêt, que l'albumine du sang contient plus de soufre que celle des œufs. Ce chimiste a trouvé que la première de ces albumines contenait 0,0068 de soufre et 0,0033 de phosphore, et que la seconde contenait 0,0038 de soufre et 0,0043 de phosphore. Il faut ajouter à ces observations, que M. Chevreul a remarqué que l'albumine des œufs est coagulable par le zyméther et l'essence de térébenthine, tandis que celle du sang ne l'est point. On peut ajouter encore à ces différences celle qui existe entre les diamètres des globules de ces deux sortes d'albumine.

L'albumine, soumise à un courant électrique, se coagule au pôle positif, ou sans doute se développe un acide, et se prend en gelée en pôle négatif où de la soude devient libre.

Les dissolutions alcalines des carbonates et des hydrates natroïdiques, sont facilement absorbées par les particules albumineuses; elles les distendent et leur permettent de rester

en dissolution apparente; cependant, si les dissolutions des hydrates sont concentrées, le mélange est sous forme d'une gelée, qui prend l'aspect d'une dissolution par une addition d'eau.

L'alcool absorbe l'eau des particules de l'albumine et les agrége en les coagulant.

Le phosphate équi-hydrique, et en général tous les sels hydriques, excepté l'acétate hydrique et le phosphate tri-hydrique, coagulent l'albumine; le chlorure hydrique, redissout le précipité qu'il forme et donne naissance à la couleur bleu qui est caractéristique de tout le groupe.

La baryte, la strontiane et la chaux, s'unissent particulièrement avec l'albumine. Si l'albumine est étendue d'eau, les particules demeurent libres et isolées, il peut y avoir une précipitation, mais point de coagulation; si l'albumine est telle qu'elle existe dans les œufs et dans le sang, et si les oxydes calcoïdiques sont en poudre, elle s'y unit et donne un composé très solide, très agglutinatif, qui, après la dessiccation, résiste à l'eau, même bouillante.

Le mastic d'albumine et de chaux était connu des alchimistes; il est employé dans les laboratoires pour luter des appareils. On l'emploie aussi pour raccommoder la porcelaine cassée.

L'acide chloro-mercurique dissous, coagule l'albumine. Le coagulum peut se dissoudre dans un excès de cette dernière. En 1826, Dulong annonçait ce fait dans ses leçons de chimie, et il le donnait comme une preuve que, dans cette réaction, l'acide chloro-mercurique n'était pas réduit à l'état de protochlorure, comme quelques chimistes le pensaient alors. Cependant cette opinion a été soutenue de nouveau; M. Lassaigne a même déterminé les proportions d'albumine et d'acide chloro-mercurique qui se précipitent ensemble. Aujourd'hui que l'on sait que ces corps ne s'unissent point par une véritable combinaison, il devient probable que le composé qu'ils forment est en proportions variables.

L'albumine délayée dans l'eau est employée comme contre-poison de l'acide chloro-mercurique qu'elle rend insoluble. L'expérience indiquée par Dulong nous apprend qu'il ne faut point en employer un excès, puisqu'elle peut redissoudre le précipité auquel elle a donné naissance, et que,

ns cet état, le poison mercuriel peut reprendre une partie de n énergie.

Le cyanure mercurique ne précipite point l'albumine.

L'azotate argentique précipite l'albumine; l'acide chlorrique et l'acide chloro-platinique la précipitent en jaune.

L'albumine jouit de la propriété remarquable de modifier rtaines réactions chimiques; elle s'oppose à la précipitation u fer et du cuivre par l'addition de l'hydrate potassique; ais la liqueur prend des teintes particulières qui indiquent ne réaction: avec le sel équi-ferrique, elle est bleu verdâtre; ec les sels sous-ferriques, sa teinte est jaune; unie avec un de cuivre, elle est d'un bleu violet, foncé. Les hydrates métliques en présence de la potasse et de l'albumine donnent les rmes composés.

Le tannin et les infusions des matières qui en contiennent, écipitent l'albumine. La présure est sans action sur elle: la la distingue de la caséine.

L'albumine est employée pour clarifier les liqueurs à chaud particulièrement les sirops de sucre. Délayée dans un peu eau, puis dans un sirop avant qu'il ait atteint la température de 60 degrés, elle se répand dans toute sa masse. Si l'on auffe, elle se coagule bientôt et, en se rapprochant sur le-même, elle entraîne toutes les matières qui, comme le, étaient en suspension dans le liquide, et le clarifie complétement. Dans cette circonstance on a comparé l'action de albumine à celle d'un filtre qui traverse un liquide, au eu d'être traversé par un liquide, comme les filtres ordiaires.

DIASTASE. Payen et Persoz. — On a donné ce nom à une odification de l'albumine qui existe dans l'orge germée, ont elle peut être extraite par l'eau. Elle est en particules ciles à apercevoir; mais l'examen microscopique démontre ussi qu'elle est accompagnée de quelques débris organiques t qu'elle n'est point une substance pure. Elle possède toutes s propriétés de l'albumine; mais elle s'en distingue par l'aon qu'elle exerce sur l'amidon en présence de l'eau et surtout r l'empois: à l'instant même, elle le liquéfie et le transorme en dextrine: 1 partie de diastase suffit pour produire cet ffet en agissant sur 2000 parties d'empois. A une température e 70 à 80 degrés, elle se coagule et n'exerce plus aucune ac-

tion de ce genre. Elle n'exerce pas d'action apparente s
sucre, la gomme et l'inuline.

On obtient la diastase en broyant de l'orge germée avec
tié de son poids d'eau, la soumettant à la presse, ajoutant
cool en petite quantité pour détruire la consistance visq
filtrant et ajoutant de l'alcool au liquide pour précip
diastase; dissolvant le précipité dans l'eau, précipitan
l'alcool et ainsi de suite jusqu'à ce que le précipité soit
plétement soluble dans l'eau. Alors on dessèche la disso
à la température de + 40° à + 50°. On obtient ainsi e
$\frac{1}{300}$ de diastase du poids de l'orge germée des brasseurs.

La diastase a été trouvée dans le suc pancréatiq
MM. Bouchardat et Sandras, et dans la salive par M. M
Elle joue un rôle important dans la digestion des m
amylacées. C'est sans doute à cette substance que M. P
donné le nom de *gastérase*.

VITELLINE. — M. Dumas donne ce nom à la variété
mine qui existe dans le jaune d'œuf de la poule. Elle e
ticulaire ainsi que je m'en suis assuré par un grand n
d'observations microscopiques : elle possède une solubil
parente dans l'eau, se coagule par la chaleur et possèd
leurs la propriété de donner une teinte bleue au chloru
drique qui la dissout; mais sa composition ultime diff
celle de l'albumine. Selon M. Dumas, elle est représent

Carbone	0,516
Hydrogène	0,072
Azote	0,150
Oxygène	0,262

et paraît ne différer de celle de l'albumine que par d
qui s'y trouverait unie.

M. Dumas extrait cette substance des jaunes d'œufs
lés par la chaleur, en les traitant par l'éther : ce liquid
pare de la matière huileuse et laisse la vitelline.

FIBRINE. — La fibrine existe dans le sang; elle caract
chair musculaire des animaux vertébrés et se retrouve
fruit des graminées, principalement dans le blé.

La fibrine est sous forme de particules qui ont été
nues par les micrographes depuis fort long-temps. Elle

tingue de toutes les matières protéiques décrites précédemment, par les propriétés qu'elle a d'être absolument insoluble dans l'eau, de s'agglutiner avec elle, même lorsqu'elle est humide, et de former une masse filamenteuse et éminemment élastique. C'est principalement à la fibrine que le sang doit la propriété de se coaguler. Quand ce liquide se refroidit après sa sortie des vaisseaux d'un animal, la fibrine qu'il contient, moins dense que le sérum, se rapproche sur elle-même et agit comme l'albumine dans la clarification; elle entraîne avec elle les globules rouges tenus en suspension: c'est ainsi qu'ils se trouvent réunis dans un même caillot. Si l'on prend un caillot un peu cohérent, qu'on le coupe par tranches et qu'on le soumette à l'action d'un filet d'eau pour le laver, on enlève complétement la matière colorante, et la fibrine reste sous la forme d'un réseau incolore ou blanchâtre. Examinée au microscope dans cet état, elle a tout-à-fait l'apparence d'un tissu formé de particules parfaitement distinctes et que l'on aurait peine à distinguer d'une membrane séreuse.

On peut extraire la fibrine en agitant du sang au sortir des vaisseaux, avec une *ramonette* (1). Elle s'attache après les rameaux qui la forment. On peut l'enlever ensuite avec la main. Pour l'avoir pure, il faut la malaxer dans l'eau et la traiter ensuite par l'éther pour enlever la matière grasse qu'elle peut retenir. Desséchée après ces opérations, la fibrine est en masses très irrégulières, d'un gris jaunâtre, encore un peu élastiques, mais cassantes.

Par la combustion, la fibrine laisse au plus un centième de cendre neutre aux réactifs et formée essentiellement de phosphates calcique et magnésique, d'un peu de fer et d'une petite quantité de silice.

La fibrine diffère donc de l'albumine par l'absence des composés sodiques et principalement du carbonate qui donne à ce dernier corps la propriété de former une dissolution apparente avec l'eau. Il faut donc rechercher aujourd'hui comment ces sels sodiques peuvent être enlevés à l'albumine afin d'expliquer la formation de la fibrine; car il ne peut

(1) Tiges de houx privées d'écorce et liées en faisceau comme un balais de bouleau. La ramonette sert ordinairement pour battre les blancs des œufs et les amener à l'état de *neige*.

se former aucun principe solide dans le corps des animaux, qu'il n'y ait été amené à l'état de dissolution réelle ou apparente, comme la forme particulaire de tous les élémens des tissus est là pour le démontrer, et l'albumine est la seule substance qui puisse donner naissance à la fibrine.

Selon M. Mulder, la composition ultime de la matière organique, ou combustible, qui entre dans la constitution de la fibrine, est de la protéine; c'est-à-dire qu'elle a la même composition que celle qui se trouve dans l'albumine et la caséine; M. Liebig a obtenu le même résultat; cependant MM. Cahours et Dumas lui assignent une composition différente. Le résultat des analyses de ces derniers chimistes est consigné dans le tableau suivant :

Fibrine de SANG.	de MOUTON.	de VEAU.	de BOEUF.	de CHEVAL.	de CHIEN.	de chien ayant pendant 2 mois été avec de la viande.	de chien ayant été avec du pain.	D'HOMME.	[illegible]
Carbone	0,528	0,525	0,527	0,5267	0,5274	0,5277	0,5287	0,5278	[illegible]
Hydrogène	0,070	0,070	0,070	0,0700	0,0692	0,0695	0,0707	0,0698	[illegible]
Azote	0,165	0,165	0,166	0,1663	0,1672	0,1651	0,1655	0,1678	[illegible]
Oxygène	0,237	0,240	0,237	0,2370	0,2362	0,2377	0,2381	0,2348	[illegible]

La composition de la fibrine, comparée à celle de la protéine, donne les résultats suivans :

	Protéine.	Fibrine.
Carbone	0,55	0,527
Hydrogène	0,07	0,070
Azote	0,16	0,166
Oxygène	0,22	0,237

D'après la comparaison de ces compositions, établies en fractions décimales de l'unité, on voit qu'il y a dans un même poids de protéine et de fibrine des quantités égales d'hydrogène et d'azote, et que le carbone et l'oxygène paraissent seuls avoir variés.

M. Dumas admet que la protéine peut se transformer en fibrine par une combustion partielle, telle que celle représentée par la respiration; en effet, la formule de la protéine, telle qu'elle est donnée par le calcul, est $C_{40}\ H_{31}\ Az_6\ O_{12}$; celle de la

La fibrine déduite des analyses de MM. Dumas et Cahours, est $C_{48}\ H_{39}\ Az_6\ O_{15}$.

Il suffit donc de comparer ces résultats pour voir qu'il faut retrancher C_4 de la formule de la protéine et lui ajouter O, pour avoir celle de la fibrine (1).

Il faut ajouter à la composition de la fibrine, que, d'après les expériences de M. Mulder, elle contient 0,0036 de soufre et 0,0033 de phosphore.

L'action que le chlorure hydrique aqueux et l'eau bouillante exercent sur la fibrine, démontre d'une manière évidente que cette substance est complexe, qu'elle est formée en grande partie de protéine unie à une matière provenant de l'altération de cette dernière substance par l'action de l'oxygène dans l'acte de la respiration.

La fibrine est insoluble dans l'eau froide; celle qui a été desséchée ne fait que s'y gonfler et s'y ramollir. L'eau bouillante l'altère et la décompose en ammoniaque, en albumine et en une matière analogue à la chondrine. La production de l'ammoniaque est le résultat certain d'une réaction chimique profonde; celle de la chondrine en est la conséquence; quoi qu'il en soit, vu la composition de la fibrine, il doit se former en même temps un autre produit riche en carbone.

L'acétate hydrique, le chlorure hydrique dilué au millième, les hydrates natroïdiques et plusieurs sels neutres natroïdiques, sont absorbés par la fibrine humide, la développent considérablement et lui permettent de rester en suspension dans l'eau comme si elle y était dissoute.

M. Denis a fait voir que les azotates potassique et sodique dissous dans l'eau possédaient cette propriété au plus haut degré. Il a pensé qu'alors la fibrine était réellement dissoute et qu'elle était passée à l'état d'albumine qu'il croyait aussi dissoute. Selon ce savant médecin, une liqueur formée selon les proportions suivantes :

Fébrine humide. . . .	150
Nitre.	30
Soude	3
Eau	300

(1) L'explication donnée par M. Dumas diffère de celle-ci (V. Dumas; *Traité de chimie*, t. VII, p. 451; voyez aussi p. 447 pour d'autres renseignements).

jouit des principales propriétés de l'albumine, entre autres de se coaguler par la chaleur.

Une liqueur préparée avec de telles substances ne peut être comparée à l'albumine, puisque cette matière ne contient aucun nitrate dans l'état normal. Quoi qu'il en soit, la solubilité apparente de la fibrine dans les dissolutions aqueuses des sels neutres, est un fait digne d'intérêt.

J'ai répété les expériences de M. Denis et je me suis assuré par l'observation microscopique et l'emploi des agens convenables, que la fibrine n'était point dissoute, mais simplement dilatée et tenue en suspension dans l'eau. Il en est de même de la prétendue dissolution de la fibrine dans le chlorure hydrique dilué.

La fibrine fraîche, décompose immédiatement le bi-oxyde d'hydrogène sans éprouver d'altération. L'albumine ne jouit de cette propriété dans aucun des états qu'elle affecte.

Les sels hydriques minéraux et concentrés gonflent la fibrine ou la racornissent et s'y unissent probablement sans détruire son état particulaire.

Tenue en digestion avec une dissolution concentrée d'hydrate potassique, la fibrine abandonne de l'ammoniaque. Si l'on ajoute ensuite un sel hydrique à la liqueur, on en précipite de la protéine, insoluble dans l'acétate hydrique. Les compositions comparées de la protéine et de la fibrine indiquent qu'il doit se former en même temps un autre produit, peut-être de l'acide acétique ou formique; peut-être l'un et l'autre à-la-fois? Il serait indispensable de constater la nature et les quantités relatives des produits formés afin de mettre cette réaction en équations.

Une dissolution de tannin pénètre lentement la fibrine humide: le tannin s'y combine et la rend imputrescible. Ajoutée dans une dissolution fibrineuse quelconque, la dissolution de tannin la précipite.

La fibrine se comporte comme si elle était dissoute dans le sang tant qu'il est renfermé dans les vaisseaux; mais peu de temps après qu'il en a été extrait, elle se rassemble à sa surface, ses particules adhèrent les unes aux autres et donnent naissance au caillot, comme cela a été dit précédemment. Ce phénomène a beaucoup exercé les chimistes et les physiologistes, et, jusqu'à ce jour, on n'en a pas encore trouvée l'explication.

On a d'abord pensé que la fibrine était dissoute dans le sang et qu'elle devenait insoluble pendant la formation du caillot; cela serait possible, puisque par le seul fait de son insolubilité, la fibrine, en prenant naissance, devrait se séparer à l'état de particules; cependant, il est bien plus probable qu'elle existe toute formée dans le sang, à l'état de particules libres, puisque l'albumine, elle-même, qui paraît si parfaitement dissoute, est tout-à-fait insoluble dans l'eau, et à l'état de particules nettement circonscrites et très distinctes, et puisque enfin la fibrine paraît n'être que le résultat d'une altération de l'albumine.

On peut donc admettre que la fibrine existe toute formée dans le sang, qu'elle y est absolument insoluble et sous forme de particules distinctes; d'ailleurs, la manière dont la fibrine récemment préparée se comporte dans l'eau chargée de sels neutres, prouve jusqu'à l'évidence qu'elle peut exister à l'état de solution apparente.

La fibrine étant moins dense que le sérum doit évidemment se ressembler à sa surface; mais il reste toujours à expliquer comment et pourquoi elle se coagule. On n'a encore cherché à déterminer, ni l'influence du refroidissement, ni celle de la présence de l'air.

GLUTEN. — On a donné ce nom à une matière protéique qui existe en abondance dans le fruit des graminées, principalement dans le blé.

Le gluten est une substance complexe, toujours impure, que l'alcool froid et l'alcool bouillant peuvent séparer en trois matières distinctes. La glaïadine, la glutine et la fibrine végétale.

Si l'on fait une pâte tenace avec de la farine de blé et de l'eau, et si on lave cette pâte au-dessus d'un tamis serré et sous un filet d'eau, elle perd peu-à-peu de la fécule. Si l'on pousse le lavage jusqu'à ce que l'eau conserve sa limpidité, il reste dans les mains une masse d'un blanc nacré, molle, éminemment élastique, qui est le gluten.

Comme sa préparation l'indique, le gluten est absolument insoluble dans l'eau. Il paraît se dissoudre dans celle qui contient environ 0,001 de chlorure hydrique; mais sa dissolution n'est qu'apparente. Il possède d'ailleurs la plupart des propriétés de la fibrine; cependant, lorsqu'on le traite par l'al-

cool, comme cela a déjà été indiqué, il s'y dissout en partie même à froid.

Le produit, ainsi obtenu, est la glaïadine.

Glaïadine. — La découverte de la glaïadine est due à M. Taddey, de Florence. Après la dessiccation, elle est sous forme d'une masse translucide d'une couleur roussâtre. Placée dans l'eau, elle s'y gonfle, se ramollit, mais ne s'y dissout pas; l'alcool froid et l'alcool bouillant peuvent la dissoudre. Ce dernier l'abandonne en partie par le refroidissement. Le tartrate hydrique agit sur la glaïadine et la rend soluble dans l'eau, au moins en apparence. Le tannin la précipite de cette dissolution.

M. François pense que la glaïadine existe dans les vins, dissoute à la faveur de l'alcool et du tartrate hydrique, et que c'est à sa présence qu'est due l'altération qu'ils éprouvent sous le nom de *graisse*. Aussi emploie-t-il le tannin pour empêcher ou pour arrêter cette altération qui est surtout fréquente chez les vins blancs destinés à être rendus mousseux.

Il paraît que l'acide carbonique fait naître un précipité dans une dissolution alcoolique de glaïadine, et que c'est à cette réaction qu'il faut attribuer le trouble qui se manifeste dans le vin blanc que l'on charge d'acide carbonique pour imiter le vin de champagne.

Il faut ajouter à ces observations, que le trouble qui se développe dans les liqueurs claires qui viennent à fermenter est principalement dû à la présence d'une matière albuminoïde qui se sépare à l'état insoluble et sous forme particulaire.

Glutine. — La glutine est le produit de l'action de l'alcool bouillant sur le gluten; elle en forme la partie qui ne se précipite pas par le refroidissement. Par l'évaporation et le refroidissement, la liqueur se prend en masse. La glutine retient une matière grasse dont on peut la débarrasser par la dessiccation et l'emploi de l'éther. Elle se dissout dans le chlorure hydrique aqueux concentré, et le colore en bleu. Elle a d'ailleurs la même composition ultime que les matières protéiques: albumine, caséine, etc.; mais elle se distingue de ces corps par sa solubilité dans l'alcool.

2e SOUS-GROUPE.

HISTÉS.

Tissu cellulaire. — Histose. — Gélatine. — Chondrine. — Ichthyocolle.

Le tissu cellulaire des animaux vertébrés est formé par une matière spéciale, qui présente plusieurs modifications remarquables : tantôt il forme la trame générale des organes; tantôt, modifié par la chaleur et l'eau, il donne naissance à la gélatine.

Dans ces deux états, il a complétement changé d'aspect et de propriétés : le tissu cellulaire n'est pas de la gélatine et par contre la gélatine n'est pas du tissu cellulaire. Je donne le nom d'*histose* au tissu cellulaire considéré au point de vue chimique.

HISTOSE. — Le tissu cellulaire des animaux semble être la matière plastique à l'aide de laquelle la nature leur donne une forme. On le rencontre dans presque toutes les parties de leur corps et il semble former un vaste réseau dans lequel viennent se déposer les élémens qui les constituent. Tantôt, sous forme de membranes, il fait partie de la peau, de l'intestin, des aponévroses; tantôt, en cordons plus ou moins déliés, mais toujours résistans, il forme les tendons des muscles; tantôt, il se divise et reçoit la fibrine qui doit constituer ces derniers organes; tantôt, enfin, il prend une forme qui lui est propre, il s'incruste de sels terreux et constitue le système osseux.

L'histose, telle qu'elle existe chez les animaux et à l'état du plus grand isolement, comme dans les tendons, contient une quantité d'eau considérable, nécessaire à son existence et aux fonctions qu'elle remplit. Elle est sous forme de particules engagées en fibres réunies parallèlement. Elle est très tenace dans la direction de ses fibres, molle, flexible, élastique, d'un blanc mat, à peine translucide; elle n'éprouve aucun changement dans l'eau, si ce n'est qu'elle s'y putréfie; l'alcool la racornit; le cymène, les huiles, les essences ne la dissolvent pas. Par la dessiccation, elle devient translucide, dure comme la corne, difficile à couper; placée dans l'eau, elle en absorbe la quantité nécessaire pour reprendre ses propriétés primi-

tives. Elle absorbe les solutions d'acide chloro-mercurique et et de tannin, et forme avec ces agens des composés particuliers imputrescibles.

Lorsque c'est de la peau que l'on a soumise à l'action du tannin, elle est passée à l'état de *cuir tanné* et ne peut plus être transformée en gélatine.

L'histose soumise à l'action de l'eau bouillante se désagrége, ses particules se séparent, se gonflent, et, par le refroidissement, le produit se prend en gelée. Par la dessiccation cette gelée forme là *gélatine*.

Il y a donc entre l'*histose* et la *gélatine* toute la différence qui peut exister entre un corps complétement organisé et ses élémens constitutifs à l'état de dissociation complète.

GÉLATINE. — La gélatine est particulaire, solide, transparente, incolore, plus dense que l'eau, dure comme la corne, fragile et présente une cassure vitreuse quand elle est très sèche; flexible, très élastique, très tenace quand elle est un peu humide. Elle se ramollit et peut même entrer en fusion à la température de + 100°. Chauffée à une température plus élevée, elle brunit, se boursoufle et se décompose complétement en donnant les produits propres aux matières animales. Mise en contact avec l'eau à la température ordinaire, elle se gonfle, perd sa limpidité et sa solidité. Si, après qu'elle est pénétré d'eau, on la chauffe à une température de 50° à 60°; elle paraît se dissoudre complétement; mais elle n'est réellement tenue qu'en suspension, comme l'examen microscopique à l'aide de réactifs convenables le démontre, et comme cela est encore prouvé par l'état gélatineux auquel elle retourne par le refroidissement. A la température ordinaire, 1/50e de gélatine donne la consistance gélatineuse à l'eau; avec moins de gélatine la liqueur est encore épaisse, mais elle coule comme un sirop.

L'alcool, l'éther et les autres dissolvans neutres sont sans action sur elle, seulement l'alcool très concentré précipite la gélatine de sa dissolution apparente.

Quand on fait passer un courant de chlore dans de la gélatine, on obtient un produit blanc, caillebotté, peu soluble dans l'eau, moins soluble dans l'acétate hydrique, qui répand une odeur d'acide hypochloreux. M. Mulder admet qu'il est formé de quatre équivalens de gélatine contre un de cet acide

at humide, et de 3 équivalens de gélatine pour 2 d'acide à sec.

s hydrates natroïdiques dissous altèrent la gélatine, ils éparent une petite quantité d'un sel blanc, qui est du phate calcique qu'elle retient toujours; si les dissolutions concentrées, ils lui font perdre la propriété de se prendre élée, même quand on les élimine par un sel hydrique. efois les propriétés du résidu varient selon le sel hyte employé, parce que la gélatine retient une partie du troïdique formé; par la potasse que l'on sature par l'acéydrique, on obtient de *la gélatine qui ne se prend plus en et se dissout dans l'alcool.*

zotate hydrique détruit la gélatine et donne finalement alate hydrique.

sulfate hydrique réagit à chaud sur la gélatine tenue en nsion dans l'eau; il la transforme en *sucre de gélat ne*, en *e*, en *sulfate ammonique*, etc. (V. p. 902 l'histoire du *de gélatine*).

chlorure hydrique en petite quantité, rend la gélatine facile à mettre en dissolution apparente, et hygrosue, quand elle a été préparée avec le tissu des os, qu'il fait naître du chlorure calcique et du phosphate calcique, hygroscopiques, qu'elle retient toujours en certe quantité. La *colle* hygroscopique, ainsi préparée, est rehée par les tisserands pour *parer* la chaîne des tissus qu'ils juent.

cide chloro-mercurique s'unit à la gélatine, la contracte, gule et la rend insoluble; la gélatine en excès dissout le lit mercurique à mesure qu'il se forme.

zotate équi-mercurique et le chlorure stannique préci- aussi la gélatine de sa dissolution apparente.

lun, le sulfate ferrique, les azotates équi et hydro-plom-, sont sans action apparente sur la pseudo-dissolution de ne. H. Davy a indiqué le sulfate platinique comme un réropre à reconnaître la gélatine : il la précipite en flocons

tannin s'unit d'une manière très intime avec elle; mais peut la transformer en cuir, puisqu'elle n'est constituée ur des particules dissociées et qu'elle a perdu sa forme ique. M. Mulder a déterminé la composition de plu-

sieurs produits de gélatine tanninée et il les pense com proportions définies. On ne peut voir dans ce cas combinaisons progressives, et de pareils résultats ne être admis.

Il résulte, des analyses de ce chimiste, que la com ultime de la gélatine peut être représentée par les suivans :

Carbone	0,5005
Hydrogène	0,0668
Azote	0,1835
Oxygène	0,2492

Cette composition conduit assez nettement à la formule $C_{38}H_{30}$!

La gélatine est employée à une foule d'usages. Cel pure sert pour préparer des gelées alimentaires, pour des tissus. Elle sert pour faire des préparations ana transparentes comme le verre; pour enduire des tissu peu serrés, de manière à en boucher toutes les maill rendre translucides et imperméables à la poussière. servent pour couvrir les lustres, les garnitures dorée minées, etc. En la coulant sur des glaces enduites bœuf, pour qu'elle n'y adhère pas, on en fait des lam élastiques, solides, transparentes comme le verre, d sert pour calquer et décalquer des dessins et des gra se sert de la gélatine dans la peinture en détrempe les couleurs.

La gélatine hygroscopique sert pour *parer* les tiss cela a été dit.

La gélatine brune, tenace, préparée à une basse ture, sans acide, est employée pour coller le bois. C sous le nom de *colle de menuisier*.

La râpure de corne de cerf est prescrite en méde faire une gelée qui est due à la gélatine qu'elle renf

On a fait un grand nombre d'expériences pour s gélatine, quoique substance azotée, était alimentair résulter de ces expériences que, seule, elle ne suffit p nourrir les animaux carnassiers; mais que mêlée ave matières, elle devient nutritive. Cette conclusion est teuse. Quoi qu'il en soit, il résulte de la théorie de l

ne, dont il a été dit quelques mots, p. 875-876, que l'histose, produit la gélatine, a accompli le rôle qu'elle paraît jouer ns l'organisation des animaux et qu'elle ne peut plus suffire à r entretien.

Préparation de la gélatine. — Il existe plusieurs procédés ur préparer la gélatine; finalement, ils se terminent tous le traitement de l'histose par l'eau bouillante.

Les os cassés et privés de graisse par une première ébullin peuvent être traités directement par l'eau dans une aulave, à une température supérieure à + 100°. Dans cette constance la gélatine dissout une petite quantité de phosate de chaux et se dégage de la majeure partie de ce sel qui nserve l'état solide et la forme de l'os.

Quand on juge que l'eau a produit l'effet indiqué, on la t couler dans un vase pour faire déposer les matières étranes, ensuite elle est soutirée et coulée dans des vases plus its et rectangulaires, où elle se prend en gelée. La gelée est uite coupée par tranches épaisses et desséchée sur des ts.

Au lieu de traiter directement les os par l'eau à une tempéure élevée, on les fait macérer d'abord dans du chlorure drique aqueux, à 12 ou 15 degrés de l'aréomètre de Bau de dilution.

Le chlorure hydrique dissout le phosphate, le carbonate sique des os et les autres sels qu'ils renferment sans en altérer tissu organique. Lorsque la dissolution est complète, on fait mérer les os dans l'eau pour les laver et les faire dégorger. faut ensuite les faire tremper dans un lait de chaux, pour utraliser l'acide qu'ils peuvent retenir, et les exposer à l'air ur neutraliser la chaux en excès qui s'y carbonate.

Après ces opérations, les os sont traités par l'eau chaude : ils dissolvent alors avec d'autant plus de rapidité qu'ils retienut plus d'acide.

Les colles fortes sont faites avec des rognures de peaux de ute nature.

Les peintres emploient la gélatine dans la peinture en *détrempe* ou à *la colle*, et la préparent souvent eux-mêmes en itant directement des rognures de peau par l'eau bouilnte.

ICHTHYOCOLLE.— L'ichthyocolle est faite avec la latoire de l'esturgeon, qui habite la Mer-Noire (*aci rio*). Elle est en membranes étalées ou roulées sur ell Elle diffère de l'histose par la propriété dont elle j gonfler considérablement dans l'eau froide et de gréger complétement. Si l'on chauffe le mélange elle dissoudre et donne par le refroidissement une gelée sède alors sensiblement toutes les propriétés recon gélatine. D'ailleurs, selon M. Mulder, elle a la mêm sition ultime que cette dernière. Elle n'en diffère prob que par la présence de quelque matière minérale par ou peut-être même parce qu'elle n'en renferme espèce.

CHONDRINE. Muller. — La chondrine, ainsi que l'indique, existe dans les cartilages dont elle représe tière animale. Lorsque l'on traite ces derniers, par ceux des fausses côtes par l'eau bouillante pendant heures, on finit par obtenir une liqueur qui se prend par le refroidissement.

La gelée, desséchée et traitée par l'éther pour la matière grasse, est la chondrine pure.

La chondrine présente la plus grande analogie ave tine : comme elle, elle est particulaire, et forme une l'eau; mais elle donne des précipités abondans par réactifs qui ne précipitent point la gélatine, tels que aluminique, le sulfate sous-ferrique, l'alun, l'acétate que. Sa pseudo-dissolution précipite en général par l même par le sulfureux et le carbonique, qui ne peuv soudre le précipité auquel ils donnent naissance. Le p équi-hydrique et les sels hydriques organiques, tels q trate, l'oxalate et le citrate, donnent aussi les mêmes les sels hydriques minéraux ordinaires précipitent chondrine; mais ils redissolvent avec une facilité e précipité qu'ils ont fait naître.

Si l'on fait macérer dans le chlorure hydrique dilu tilages qui donnent la chondrine, et que l'on traite bouillante, la chondrose, ou la matière qui les forme, plus de gelée avec l'eau; mais simplement un liquide

Selon M. Mulder la chondrine a la composition su

Carbone	0,5061
Hydrogène	0,0658
Azote	0,1444
Oxygène, etc.	0,2837

tte composition conduit à-peu-près à la formule : H_{36} Az_4 O_{14}, qui s'éloigne de celle de la gélatine qui est sentée par : C_{38} H_{30} Az_6 O_{14}. Cette dernière est donc plus en élémens combustibles que la chondrine; mais la tité d'oxygène que cette dernière contient n'est pas cer-, parce qu'elle comprend le résidu incombustible.

III^e SOUS-GROUPE.

ÉPIDERMÉS.

groupe des épidermés comprend l'épiderme et ses dé-ances immédiates : les poils de toute nature, tels que heveux, les crins, la laine, les plumes des oiseaux, les cor-proprement dites, les ongles, les écailles épidermiques de ins animaux, les fanons de la baleine, etc. Ces matières été peu étudiées au point de vue chimique, aussi me bor-i-je à quelques généralités.

s matières épidermiques sont particulaires, mais les parti-qui les constituent, quoique très évidentes à l'examen oscopique, n'ont pas de contours nettement terminés. sont azotées et sulfurées. Lorsqu'on les chauffe elles se llissent et peuvent prendre de nouvelles formes qui de-ent permanentes après le refroid ssement. A une tempé-e élevée elles se boursouflent, brûlent avec flamme, lais-an résidu charbonneux très abondant et répandent l'o-de plume ou de corne grillée, qui est connue de tous.

sont en général très hygroscopiques, l'hygromètre de ussure est même fondé sur cette propriété, puisque c'est heveu qui en fait la base. Cependant elles résistent com-ment à l'action de l'eau, qui ne peut les dissoudre ni les rer, à moins que sa température ne soit portée au-delà oo degrés dans un digesteur de Papin.

matière cornée, tenue en macération dans l'acétate hy-ue dilué, finit par s'y dissoudre en partie, et donne une ère d'apparence gommeuse par l'évaporation.

pourpre, et cette couleur ne s'en va que lo

La composition ultime de cette matière e

SUCRE DE GÉLATINE, Braconnot. — $C_4\ H_4\ Az\ O_4$ (1) peut facilement être obtenu en cristaux durs, grenus, apl sous la dent. Il a une saveur aussi sucrée que celle du glu que le sucre de canne et résiste mieux à l'action de la ch donne un sublimé bleu et des produits ammoniacaux. Il n l'eau que la lactine. L'alcool, même bouillant, ne le disso la fermentation alcoolique. Il s'unit directement avec le présence de l'eau et donne des sels cristallisables avec le gent et de plomb. La formule générale de ces sels est (Le sucre de gélatine, traité par l'azotate hydrique, donne u M. Braconnot a nommé *acide nitro-saccharique*. Il est tr saveur est acide et légèrement sucrée; il cristallise en prism ment sur les charbons ardens. Il forme des sels cristallis soude, la chaux, les oxydes de cuivre, de fer et de zinc. il donne un sel incristallisable. Sa formule probable e $Az\ O_5 = C_4\ H_5\ Az_2\ O_8$. Cristallisé il retient en ans a é *purate hydrique*, p. 711 de ce vol.).

---

(1) Il résulte des analyses de M. Boussingault, q libre et desséché à + 120°, devrait être représenté tandis que les combinaisons argentique, cuivrique et pl $C_{16}\ H_{15}\ Az\ O_{11}$, 4Aq. Ces résultats déduits d'expérience trême m'ont cependant toujours paru devoir être mo de base ou d'acide azotique qui se représentent toujou produit, permettent de penser que l'équivalent de ce pr fort et qu'il faut le diviser par 4, et que le composé ne r

APPENDICE A LA CHIMIE ORGANIQUE.

Cet appendice contient l'étude de quelques phénomènes généraux, tels que la fermentation et la distillation des matières organiques, qui aurait perdu à être placée, et qui n'a pu être placée ailleurs, attendu qu'elle ne pouvait être exposée d'une manière convenable qu'après celle des corps particulaires.

FERMENTATION.

On a donné le nom de fermentation à des phénomènes d'un ordre tout particulier et qui échappent à l'explication ordinaire des réactions chimiques.

Les fermentations sont aujourd'hui rapportées à la catalyse ou aux phénomènes de contact, parce qu'elles sont généralement dues à la présence d'un agent, nommé *ferment*, dont l'action n'est pas proportionnelle à la masse, qui n'entre pas en combinaison avec les corps sur lesquels il exerce sa puissance et qui paraît déterminer la réaction par sa seule présence.

Ce qui est remarquable dans les fermentations c'est surtout le rapport des masses : il suffit quelquefois d'un cinquantième, d'un deux centième, d'un cinq centième d'un ferment pour détruire complétement une autre matière. Dans la fermentation alcoolique, celle dans laquelle le sucre et la glucose sont convertis en alcool et en acide carbonique, une partie de levure peut détruire 50 parties de sucre ; dans la fermentation glucosique, une partie de sulfate hydrique peut convertir 200 parties et plus de fécule en dextrine ou en glucose ; dans la même fermentation, une partie de diastase peut aussi convertir 500 parties d'amidon en glucose.

Les fermentations sont encore remarquables par la faible quantité de matière qui suffit pour les déterminer ou les entraver.

Le moût de raisin ne fermente pas s'il n'a pas eu le contact de l'air : une seule bulle suffit pour déterminer la réaction. L'acide sulfureux, les sulfites, le bi-chlorure de mercure, le tannin, etc., suffisent pour l'arrêter instantanément.

On sait depuis long-temps que la levure de bière, qui dé-

termine si facilement la fermentation alcoolique, est formée de petites particules isolées. Depuis, on a admis sans le démontrer que les fermens en général étaient en partie organisés. Aujourd'hui cette prévision s'est réalisée, et il est bien démontré que tous les fermens connus sont à l'état particulaire. Ils sont tous des corps albuminoïdes, et rentrent dans le groupe protéique. Les produits histiques peuvent aussi donner naissance à divers fermentations ; mais ils ne sont généralement point employés. On peut donc dire que tous les fermens sont des composés organiques, azotés, même sulfurés, et particulaires. La présence de l'azote et l'état particulaire sont donc nécessaires au développement des fermentations.

L'analogie existante entre les fermentations doit être bien évidente puisque elles ont été toutes rassemblées en un seul faisceau sans que l'on ait eu connaissance de cette dernière circonstance.

Dans les fermentations alcoolique, acétique, benzoïque et myronique, c'est une substance particulaire qui réagit sur une matière simplement organique. Les variations de volume que prouvent les corps particulaires, sous l'influence d'une foule d'agens, conduisent à penser qu'elles n'agissent pas simplement par le contact ; mais bien plus encore par la pénétration qui a lieu dans leur intérieur.

Il peut arriver aussi qu'une fermentation soit due à la réaction de deux corps particulaires, l'un sur l'autre, comme dans la fermentation glucosique, déterminée par la diastase. Dans ce cas, le phénomène est plus compliqué; mais il est encore du même ordre : il est probable qu'au contact de deux particules d'ordres différens, il y a endosmose dans les unes et exosmose hors des autres, de telle manière que la réaction peut encore avoir lieu.

Ce qui précède permet de diviser les fermentations en deux groupes principaux : celles qui sont dues à la présence d'une seule espèce de particules; celles ou deux espèces de particules exercent leur action simultanée. Le premier groupe comprendrait les fermentations dans lesquelles la réaction est déterminée par le corps particulaire, comme cela peut être dans les fermentations benzoïque, sinapique et visqueuse; celles dans lesquelles le corps particulaire est modifié, comme dans la transformation caséeuse, et celles dans lesquelles la modifica-

tion porte sur les deux élémens en présence, comme dans la fermentation alcoolique. Le deuxième groupe pourrait être sous-divisé d'une manière analogue. Mais l'étude des fermentations n'est point encore assez avancée pour que l'on puisse adopter ces sous-divisions sans crainte de commettre des erreurs.

Dans la partie générale de ce traité de chimie, j'ai fait voir que les phénomènes de contact proprement dits, tels que ceux que donne le bioxyde d'hydrogène en présence de l'éponge de platine, par exemple, diffèrent des fermentations, et que le phénomène de la formation du zyméther par l'alcool mis en présence du sulfate hydrique, est encore un phénomène d'un ordre particulier. Quoi qu'il en soit, *ces trois ordres de phénomènes représentent trois degrés différens d'une même action.* Il existe un lien intime entre les *phénomènes de contact*, les *fermentations* et les *combinaisons.*

Les corps peuvent être amenés au simple contact, et par leur action réciproque, l'un d'eux peut être détruit: c'est ainsi que l'éponge de platine et le bioxyde manganique agissent sur le bioxyde d'hydrogène. Ou bien si l'un d'eux est réduit en particules, chacune d'elles peut absorber des corps dissous et les détruire, ou se modifier et se détruire elles-mêmes par le contact intime qui a lieu dans leur intérieur. C'est le cas de la plupart des fermentations. Il peut encore y avoir une pénétration moléculaire, une véritable combinaison chimique, qui dépasse de beaucoup l'action du contact, mais qui n'est pas moins due aux mêmes forces; il se peut enfin que cette réaction donne lieu à la destruction d'un corps : c'est ceci qui doit avoir lieu dans la préparation de l'éther par le procédé de M. Boullay modifié par M. Mitscherlich.

La théorie de la fermentation alcoolique a beaucoup occupé les chimistes. Ils y ont vu tour-à-tour un phénomène mécanique, électrique ou vital, enfin un phénomène catalytique. Quoi qu'il en soit de toutes les opinions émises sur ce sujet, il faut admettre que la fermentation est un phènomène spécial dans lequel l'électricité et la catalytie peuvent jouer un rôle important. En outre, l'état particulaire des fermens, l'endosmose et l'exosmose opérées par leurs particules, les réactions auxquelles ils donnent lieu, ont des rapports très évidens avec les actes de la vie végétale et animale, comme

cela est prouvé par la découverte de la diastase dans la salive, et le suc pancréatique; mais on ne peut les comparer qu'aux phénomènes présentés par les élémens particulaires des êtres organisés et non pas à ces êtres entiers.

Les fermentations qui sont connues depuis que l'on sait faire du vin et du vinaigre, ont attiré l'attention des médecins. Ils ont trouvé de l'analogie entre ces phénomènes singuliers et ceux observés dans un grand nombre de maladies, et ils ont attribué les causes de ces maladies à la présence de *fermens* ou de *levains putrides*. Il existe des ouvrages entiers écrits sur cette matière. Cette opinion qui paraît bien fondée a été mise de côté, et complétement oubliée même, parsuite de l'apparition de la médecine organique et de la doctrine de Broussais; mais on est pour ainsi dire contraint d'y revenir aujourd'hui. Dans une thèse soutenue en 1839, j'ai signalé les rapports existant entre l'action catalytique, celle du venin des serpens à crochets et celle de quelques miasmes; j'ai rappelé l'analogie des virus et des fermens qui se reproduisent eux-mêmes. Plus récemment, M. Liebig a publié des observations très remarquables sur le même objet, dans l'introduction de son *Traité de chimie organique*. En 1843, M. Dumas a reproduit la même pensée dans son *Traité de chimie*.

La théorie des fermentations va donc reprendre le rang qu'elle n'aurait jamais dû quitter parmi les causes de certaines maladies.

L'altération du sang dans la fièvre typhoïde, le *purpura hemorrhagica*, la rougeole, la scarlatine, toutes maladies qui peuvent devenir épidémiques ou contagieuses, dans l'empoisonnement par les matières putrides, telles que les boudins fumés et altérés que l'on consomme en Allemagne, dans les phlébites qui viennent à la suite de saignées ou de blessures pénétrantes faites à l'aide d'instrumens salis par des matières en putréfaction, paraît se rattacher à de véritables fermentations, dans lesquelles il arrive souvent que le ferment qui détermine des accidens si considérables, à l'aide de petites doses, trouve ce qui est nécessaire pour se reproduire dans les élémens constitutifs des animaux, et qu'ils peuvent se propager comme un véritable incendie qui s'accroît en raison des élémens combustibles qui lui sont soumis. Il en est de même sans doute de la communica-

tion de la rage, de la variole et des maladies syphilitiques.

L'action du venin des serpens à crochets, des scorpions, paraît même appartenir aux fermentations, mais elle ne donne point naissance à des venins de même nature; car les venins de ces animaux sont des produits de sécrétion formés par des organes glandulaires spéciaux.

Si les maladies qui viennent d'être énumérées sont le résultat de véritables fermentations, ne serait-il pas possible d'en entraver la marche à l'aide des *sulfites* qui arrêtent instantanément toutes les fermentations connues ?

Les fermentations seront étudiées dans l'ordre suivant :

1° Fermentations dans lesquelles le ferment seul est particulaire.

Fermentations alcoolique, lactique, butyrique, acétique, benzoïque, sinapisique, visqueuse.

2° Fermentations dans lesquelles le ferment et les corps soumis à son action sont particulaires :

Fermentations dextrinique, glucosique, putride.

FERMENTATION ALCOOLIQUE.

Fermentation vineuse ou spiritueuse.

La fermentation alcoolique, ainsi que son nom l'indique, est caractérisée par la formation de l'alcool en présence d'un ferment.

Les matières qui donnent naissance à l'alcool sont les diverses espèces de sucre : le carpomel, le sucre proprement dit et le glucose.

Le ferment est un produit albuminoïde existant naturellement dans les sucs sucrés des végétaux, ou dans la levure de bière.

Les conditions nécessaires à l'accomplissement de la fermentation alcoolique, sont du sucre, un ferment, de l'eau en certaine proportion et une température de + 12 à + 30°.

En même temps qu'il se produit de l'alcool, il se dégage de l'acide carbonique et il se forme une petite quantité de lactate ammonique.

Le carpomel représente par sa composition de l'alcool et de l'acide carbonique :

$$\underbrace{C_{12}H_{12}O_{12}}_{\text{Carpomel.}} = 2\,\underbrace{(C_4H_6O_2)}_{\text{Alcool.}} + 4\,\underbrace{CO_2}_{\text{Acide carbonique.}}$$

Si l'on examine le suc d'un fruit contenant du carpomel, comme le suc du raisin, des pommes, des poires, ou une dissolution de carpomel, à l'aide d'un instrument de polarisation circulaire, on trouve qu'il est sinistrogyre et qu'il continue à l'être pendant la fermentation, mais à un degré de plus en plus faible jusqu'à la destruction totale du sucre.

Sous l'influence du ferment, le sucre se transforme d'abord en carpomel : $C_{12}\,H_{11}\,O_{11}$, prend HO.

Une dissolution de sucre est dextrogyre; mais peu d'instans après qu'elle a été soumise à l'influence du ferment, dans des conditions convenables, elle devient sinistrogyre et se comporte alors comme une dissolution de carpomel.

Le glucose, soumis à la fermentation alcoolique, se partage en eau, alcool et acide carbonique. Cela deviendra évident si l'on songe qu'il peut être représenté par $C_{12}\,H_{14}\,O_{14}$, et qu'il suffit d'en retrancher 2 HO, de l'eau, pour qu'il soit représenté par le même symbole que le carpomel.

Le glucose ne se transforme point en carpomel avant de donner de l'alcool et de l'acide carbonique ou bien cette transformation est instantanée; car une dissolution de glucose est dextrogyre et elle continue à l'être pendant la fermentation jusqu'à la destruction totale du produit qu'elle renferme. seulement la déviation du rayon polarisé va en diminuant.

Il résulte des faits qui précèdent que le carpomel devrait donner un poids d'acide carbonique et d'alcool égal au sien, que le sucre devrait en donner un plus grand que le sien et que le glucose devrait en donner un plus faible; mais les choses ne se passent pas rigoureusement ainsi : le sucre ne donne guère que les 0,96 de son poids d'alcool et d'acide carbonique; les quatre centièmes qui manquent sont transformés en acide lactique.

Dans la fermentation du glucose, outre l'acide lactique, il se produit toujours une quantité considérable d'amylol qui communique une odeur et une saveur détestables aux alcools qui en proviennent.

L'acide lactique est toujours en grande partie à l'état de sel ammonique et en faible partie à l'état de lactate hydrique. Si la fermentation a mal marché, il peut y avoir beaucoup de ce dernier produit.

Le mélange qui fermente le mieux est celui qui contient en-

viron 3 parties d'eau contre 1 de sucre et 0,2 de levure de bière fraîche et comprimée.

M. le baron Thenard a vu que, dans la fermentation, une partie de la levure était détruite et que le sucre en consommait environ le cinquantième de son poids pour fermenter complétement.

La levure de bière est en masse amorphe, formée de particules ovoïdes dont le diamètre varie de $0^{mm}0025$ à $0^{mm}0020$, selon les mesures de M. Quevenne; elle est légèrement acide et son acidité disparaît difficilement par des lavages. La partie insoluble est la seule qui puisse déterminer la fermentation. Lorsque l'on chauffe la levure à la température de l'eau bouillante, elle perd cette propriété. Abandonnée à elle-même, elle s'altère rapidement et perd encore ce pouvoir; soumise à une très forte pression, elle se dessèche et peut être conservée et transportée à de grandes distances sans perdre ses propriétés, au moins entièrement : broyée avec du sucre, elle se liquéfie en lui cédant par exosmose le liquide qu'elle retient par imbibition; aussi, selon la remarque de M. Quevenne, ses particules ont alors considérablement diminué de volume. En ajoutant de l'eau, elle reprend son volume primitif et la fermentation peut recommencer. On peut donc encore employer ce moyen pour conserver la levure.

Un excès d'alcool contracte la levure et l'empêche d'exciter la fermentation. C'est pour cela que les liqueurs alcooliques obtenues directement par la fermentation ne peuvent pas contenir au-delà de 0,15 d'alcool; car, à cette proportion que l'on atteint rarement, la fermentation s'arrête. Il est des vins, tels que ceux de Madère et de Chérès qui contiennent plus de 0,15 d'alcool, mais cela tient à ce que l'on y a ajouté de l'eau-de-vie.

L'acide sulfureux, les sulfites et probablement le sulfure hydrique et les sulfures solubles empêchent la fermentation, les sels hydriques minéraux en y comprenant l'oxalate, les sels de cuivre, de mercure, l'équi-oxyde de ce métal, l'acide arsénieux, le cyanure hydrique, empêchent aussi la fermentation, la plupart en s'unissant particulairement avec le ferment.

Les alcalis arrêtent la fermentation; elle reprend son cours lorsqu'on les sature par l'acétate hydrique.

Le tartrate, l'acétate et le lactate hydriques ne s'opposent à la fermentation qu'autant qu'ils sont employés en quantité relativement très considérable.

Le tannin exerce peu d'action sur la fermentation.

Le tartrate hydro-potassique et l'acétate potassique n'entravent point la fermentation ; il en est de même de la strychnine, de la morphine et de la poudre de staphysaigre. La strychnine nuit à la fermentation ; mais seulement comme alcali, quand on la sature avec de l'acétate hydrique, la fermentation marche comme si elle n'y était pas.

Traitée par le chlorure hydrique, elle se dissout et lui communique une teinte violette comme les corps protéiques. Lorsque l'on chauffe la levure de bière lavée, jusqu'au point de la décomposer, elle donne des produits ammoniacaux.

Traitée successivement par l'eau, l'alcool et le zymèther, la levure de bière perd du phosphate acide de potasse, du lactate hydrique, une huile jaune, trouble, à odeur d'orge, soluble dans le sulfate hydrique concentré qu'elle colore en rouge cerise et une matière azotée, d'une couleur rouge et à odeur d'osmazome.

Selon M. Payen, la levure de bière aurait la composition suivante :

Matière azotée et trace de soufre	0,6273
Enveloppe de cellulose	0,2937
Substances grasses	0,0210
Matières minérales	0,0580

Ainsi purifiée, la levure a perdu la propriété de déterminer la fermentation.

La partie organique de la levure, purifiée par les dissolvans neutres, a été analysée par M. Dumas, qui, déduction faite des cendres, l'a trouvée formée de :

Carbone	0,506
ydrogène	0,073
Azote	0,150
Oxygène, soufre et phosphore	0,271

M. Mitscherlich a examiné les cendres la levure de bière. Il a trouvé qu'après avoir été desséchée à + 120°, elle en donnait 0,075 à 0,076 et qu'elles avaient la composition suivante :

	I	II
Acide phosphorique	0,418	0,395
Potasse	0,395	0,283
Phosphate bi-magnésique	0,168	0,226
Phosphate bi-calcique	0,023	0,097

La première levure contenait des traces de silice; la cendre de la seconde a donné par de simples lavages des cristaux déterminables de phosphate acide de potasse. Aucune d'elles ne contenait de soude (1).

Avant sa combustion, la levure contenait le potassium dans un tout autre état que celui de carbonate. Il est éminemment probable qu'elle était à celui de lactate.

Il résulte évidemment de l'ensemble de tous ces faits que la levure est une matière protéique, modifiée par les circonstances où elle s'est trouvée. Il est encore bien évident qu'elle se forme aux dépens de la diastase contenue dans le malt, que celle-ci, qui saccharifie d'abord la fécule, subit une altération et qu'elle devient alors propre à transformer en alcool le glucose qui lui doit son existence.

C'est la partie insoluble de la levure qui peut seule déterminer la fermentation alcoolique; car la partie soluble ne la détermine pas (2); la levure lavée à l'eau n'a pas perdu ses

---

(1) La bière, dont provenait la levure, fut évaporée et calcinée; elle donna 0,307 de cendres contenant :

Acide phosphorique	0,200
Potasse	0,408
Soude	0,005
Phosphate de magnésie	0,200
Phosphate de chaux	0,026
Silice	0,166

Il est très remarquable que le bière contienne autant de silice et que la levure ne lui en enlève pas.

(2) Si l'on fait dissoudre du sucre dans les eaux des lavages de la levure, la fermentation alcoolique n'a point lieu; mais la dissolution devient très acide par du lactate hydrique qui prend naissance.

propriétés, et lorsque l'on filtre un liquide en pleine fermentation, il est curieux de voir la fermentation continuer dans le filtre, tandis qu'elle a complétement cessé dans le liquide filtré.

Lorsque l'on fait un mélange de proportions convenables, d'eau, de sucre et de levure, qu'on abandonne ce mélange à une température d'environ 20°, il se produit une espèce d'effervescence: on voit que les particules de levure, qui occupaient le fond du vase, s'élèvent à la surface du liquide, où elles sont transportées par une bulle d'acide carbonique qui vient y crever; alors elles retombent, s'élèvent de nouveau et après avoir exécuté ces mouvemens pendant un certain temps, elles tombent pour ne plus remonter. Quand la fermentation est terminée, le liquide s'éclaircit.

Si l'on met une goutte de liquide en fermentation dans un verre concave et que l'on place le tout sur le porte-objet d'un microscope, on peut examiner comment les choses se passent dans ce phénomène. On voit qu'une particule de ferment s'enveloppe dans une atmosphère gazeuse, que cette atmosphère s'accroît peu-à-peu, que le petit système qui résulte de cette union devient moins dense que le liquide et s'élève jusqu'à sa surface comme un petit aérostat, qu'enfin la bulle de gaz, devenue trop considérable, finit par crever et que la particule de levure redescend au fond du liquide.

Il découle de l'observation précédente que c'est dans l'intérieur des particules du ferment, que le sucre est détruit. Cela résulte encore d'une manière évidente, d'une expérience de M F. W. Ludersdorf, qui a vu que la levure, triturée de manière à détruire sa structure particulaire, avait perdu la propriété de déterminer la fermentation alcoolique.

Dans la fermentation, le ferment est altéré, il conserve sa structure particulaire; mais il perd l'azote qu'il renferme. Pendant long-temps on a ignoré ce que devenait cet azote; mais M. Dubrunfaut a fait voir qu'il était passé à l'état d'ammoniaque et combiné avec un acide qu'il a cru être l'acétique, mais qui est évidemment le lactique.

Le ferment privé d'azote n'est plus propre à déterminer la fermentation.

Le suc fermentescible des fruits est limpide aussitôt qu'il en a été extrait, et il paraît ne pas contenir de ferment; mais il contient une matière protéique, qui, en peu de temps, de-

vient apparente, tout-à-fait insoluble, et détermine la fermentation. Alors le liquide devient trouble, de clair qu'il était, et la fermentation n'est terminée que lorsqu'il s'éclaircit de nouveau.

Il est donc des liquides sucrés qui peuvent donner naissance à leur ferment. S'ils en produisent plus qu'il n'en faut pour détruire le sucre qu'ils renferment, il y en a un excès que l'on peut recueillir et qui est propre à déterminer la fermentation des dissolutions de sucre. Cela s'observe dans la fabrication de la bière, et la levure est le ferment en excès qui a été produit dans cette circonstance.

La matière protéique existante dans les liquides sucrés ne passe pas toujours à l'état de ferment, de telle manière qu'ils en retiennent une certaine quantité à l'état invisible. Qu'a-t-il manqué pour que cela ne se passât pas comme dans la fermentation de la bière ? On ne le sait pas ; peut-être sont-ce les matériaux inorganiques qui manquent. Quoi qu'il en soit, après un certain temps, le ferment en excès détermine des accidens et fait naître la fermentation visqueuse. C'est ce que l'on observe chez les vins blancs lorsqu'ils deviennent *gras*. On corrige alors ce défaut en précipitant la matière azotée par le tannin. M. François à qui l'on doit ces dernières observations pense que la matière azotée est de la *glaïadine* (*V.* p. 864).

Beaucoup de substances dans lesquelles on n'a pas encore reconnu la présence d'un ferment peuvent cependant déterminer la fermentation d'un liquide sucré ; telles sont les fleurs d'une foule de plantes et en particulier celles du sureau et les roses de Provins.

On peut remplacer la levure par d'autres substances protéiques et particulièrement par le fromage blanc. M. Dubrunfaut s'en est servi avec avantage dans sa distillerie de la Ménagerie près Versailles. Les autres substances azotées sont moins actives, et il faut souvent une température d'au moins 80 degrés pour que la réaction se fasse.

La levure ayant un prix assez élevé, il y aurait de grands avantages attachés à la préparation d'une matière qui pourrait la remplacer économiquement.

Le lait est susceptible d'éprouver la fermentation alcoolique ; c'est avec cette liqueur fermentée que les Tatares préparent leur *koumiss*. On a douté pendant long-temps de la réalité de

ce phénomène ; cependant les expériences d'Ocretiskoy, publiées dans le *Journal de physique*, t. XIII, p. 39, ne peuvent laisser aucun doute à cet égard.

Une dissolution de lactine, mise en présence de la levure, n'éprouve pas la fermentation alcoolique, mais elle peut l'éprouver dans le lait ; cela tient à ce que, sous l'influence de la matière caséeuse, une partie de la lactine se transforme en lactate hydrique qui, en réagissant sur la partie non décomposée, la transforme en glucose. Ce dernier produit peut alors éprouver la fermentation alcoolique sous l'influence de la matière caséeuse.

Toutes les liqueurs alcooliques, le vin, la bière, le cidre, le poiré, sont des produits de la fermentation. Pendant leur préparation, il se développe une quantité considérable d'acide carbonique, dont la nature a été reconnue par Hales, et qui est très dangereux de respirer. Il arrive souvent que dans la préparation du vin, la fermentation commence assez tôt et avec assez de rapidité, pour que ceux qui foulent le raisin dans la cuve y soient asphyxiés.

Lorsqu'un homme doit descendre dans une cuve où il y a du raisin foulé, il ne doit le faire qu'après y avoir introduit une bougie allumée. Si elle s'éteint, il devra bien se garder de descendre, car il serait promptement asphyxié.

FERMENTATIONS LACTIQUE ET BUTYRIQUE.

M. Dubrunfaut a trouvé, il y a environ 15 ans, qu'une dissolution de glucose, mise en présence du lait caillé, donnait naissance à du lactate hydrique. Depuis cette époque, cette fermentation spéciale a été étudiée par MM. Boutron et Frémy, et par M. Gélis qui a vu, qu'après la fermentation lactique, apparaissait la fermentation butyrique.

Le sucre, la lactine, la dextrine même peuvent éprouver la fermentation lactique, comme le glucose.

La matière caséeuse, le diastase et les matières animales en général, peuvent développer la fermentation lactique.

Dans la fermentation lactique, c'est probablement toujours le glucose qui se transforme en lactate hydrique ; au moins cela doit être quand la fermentation a commencé, car les ma-

les convertissent le sucre, la lactine et la dextrine en

la production du lactate hydrique, le glucose perd de
le restant de ses molécules subit une division qui le
me en lactate hydrique: $C_{24}H_{28}O_{28}-4HO=4C_6H_8O_6$.
ctate hydrique qui se produit, réagit sur le ferment et
he d'exercer son action. Il y a donc un terme à la pro-
du lactate hydrique; mais si l'on a soin de le saturer
e qu'il apparaît, la fermentation peut marcher jusqu'à
ction totale du glucose. L'emploi de la craie en poudre
convenable pour obtenir ce résultat. Son insolubilité
u fait qu'elle ne peut s'opposer à la fermentation, et
etient la neutralité de la liqueur d'une manière suffi-
l'on a soin d'agiter celle-ci de temps en temps.

la fin de la fermentation lactique, il *apparaît du buty-*
rique. Ce butyrate est, comme les corps qui lui donnent
e et comme le lactate hydrique, un produit qui contient
ne et l'hydrogène dans le rapport de 1 : 1; mais l'oxy-
trouve dans un rapport beaucoup plus faible. Il en résulte
produit, non plus par une simple élimination d'eau et
ision moléculaire, mais par une réduction.

oduction des butyrates par la fermentation, présente
ela de remarquable, que le carbone et l'hydrogène s'y
t plus condensés que dans les lactates, à moins que l'on
que ces derniers sels soient bibasiques, et que leur
générale soit: $C_{12}\overline{H_{10}\Delta R}O_{12}$.

Wurtz ayant trouvé que la chair musculaire pouvait
naissance à des butyrates, on peut aussi se demander
la fermentation, ces derniers ne viennent pas du fer-
nployé.

rmentation butyrique peut aussi avoir lieu en présence
aie, et le produit obtenu est à l'état de butyrate cal-

oduction des butyrates dans cette circonstance est un
veau et des plus remarquables; car, si son origine est
e au sucre ou à ses annexes, elle démontre que ces pro-
uvent donner naissance à des corps gras parmi lesquels
les butyrates, puisque le butyrate hydrique existe na-
ient dans le beurre. On voit ainsi n'il y a une relation

toute naturelle entre la lactine et le beurre du lait. Il en existe sans doute une entre ces derniers corps et la caséine.

FERMENTATION ACÉTEUSE OU ACÉTIQUE.

L'acétate hydrique peut se produire dans des circonstances variées: dans la distillation du bois, par l'oxydation de l'alcool sous l'influence du noir de platine ou sous l'influence de fermens azotés. C'est dans ce dernier cas seulement qu'il y a fermentation.

La fabrication de vinaigre, qui doit son acidité à l'acétate hydrique, a été connue dès la plus haute antiquité; et cependant, les véritables circonstances de sa formation sont à peine étudiées, et, comme tous les phénomènes obscurs, elle a été classée parmi les fermentations.

La constitution de l'acétate hydrique permet de penser qu'il peut se former par le simple dédoublement des produits sucrés; cependant la formation de l'alcool semble généralement précéder celle de ce composé. Il paraît pourtant que ce n'est pas toujours par une absorption d'oxygène que la réaction a lieu, car on a des exemples que du vin bien bouché a été transformé en vinaigre. J'ai en outre rencontré plusieurs fois des vins très anciens qui contenaient de l'acétate éthérique, mais en si petite quantité, il est vrai, que l'on pouvait admettre que l'oxygène de l'air contenu dans le col de la bouteille, avait suffi pour le produire.

Les vins, le cidre, la bière, les vinasses, les liqueurs fermentées en général, un mélange d'eau, d'alcool, de levain de farine et de miel ou de mélasse, peuvent être transformés en vinaigre.

L'acétification ne se fait convenablement qu'à une température de + 30°.

Le liquide est introduit dans des tonneaux qui ont déjà servi pour cet usage et on l'y laisse séjourner. Pour cela, on en retire de temps en temps, une certaine quantité de vinaigre, que l'on remplace par une même quantité de liqueur destinée à l'acétification.

Pour la fabrication du vinaigre par ce procédé, il faut au moins 40 jours, tandis qu'en opérant par le procédé de MM. Wagemann et Schutzembach, qui a été décrit, p. 513 de ce volume, il faut au plus 3 jours.

Pendant la fermentation acétique, il se forme une masse visqueuse, particulaire, qui paraît jouer un rôle important, mais elle n'a pas encore été étudiée. Absorbe-t-elle le liquide alcoolique et l'absorption de l'oxygène se fait-elle dans son intérieur? c'est ce que l'on ne sait pas, mais c'est ce qui est probable.

La formation du vinaigre dans ces circonstances est bien une véritable fermentation; car lors même que l'on opère par le procédé de MM. Wagemann et Schutzembach, il faut employer de la levure ou une autre matière particulaire et protéique pour réussir.

FERMENTATIONS BENZOÏQUE ET SINAPIQUE.

L'amygdaline, en présence de l'eau et de la synaptase, se transforme en de nouveaux produits : de la benzide, du cyanure hydrique, du sucre, du formiate hydrique et de l'eau.

La formation de ces divers produits peut être formulée de la manière suivante :

$$\underbrace{C_{40}H_{27}AzO_{22}}_{\text{Amygdaline.}} = \underbrace{C_2A_2H}_{\text{Cyanure hydriq.}} + 2\,\underbrace{(C_{14}H_6O_2)}_{\text{Benzide.}} + \underbrace{C_6H_6O_6}_{\text{1/2 sucre.}} + 2\,\underbrace{C_2H_2O_4}_{\text{Formiate hydrique.}} + 4\,\underbrace{HO}_{\text{Eau.}}$$

Il faut plusieurs heures et une température d'environ 20 degrés, pour que la réaction ait lieu et soit complète.

Il est probable que ce n'est pas par un simple contact, mais bien dans l'intérieur des particules de synaptase que cette réaction a lieu.

Les amandes amères broyées, qui contiennent de la synaptase et de l'amygdaline, n'ont besoin que d'être mises en présence de l'eau pour que cette réaction ait lieu. L'amygdaline, mise en présence d'une émulsion d'amandes douces, la présente aussi. Enfin, cette même substance, délayée dans l'infusion aqueuse des tourteaux dont on a extrait l'huile, la présente encore, attendu que l'on obtient ainsi une pseudo-dissolution de synaptase, et que c'est bien ce principe qui donne lieu à la fermentation benzoïque.

La fermentation sinapique a la plus grande analogie avec

la fermentation benzoïque; comme dans cette dernière, une substance albuminoïde, la myrosine, transforme les myronates en huile volatile de moutarde et peut-être en d'autres produits encore indéterminés (*V.* p. 749 de ce vol.).

FERMENTATION VISQUEUSE.

Les liquides contenant du sucre et quelque matière organique, deviennent quelquefois excessivement visqueux. Lorsqu'on veut les transvaser, ils forment un filet non interrompu qui va du vase supérieur au vase inférieur. Ces liquides doivent cette propriété à la mucose qui a pris naissance aux dépens du sucre. J'en ai vu dont les particules adhéraient les unes aux autres avec une telle force, qu'après y avoir touché avec le doigt et l'avoir frotté sur la table, où reposait le vase qui le contenait afin de m'en débarrasser, il s'est formé un filet allant du vase à l'endroit où je m'étais essuyé le doigt. Ce filet de matière visqueuse a agi comme une espèce de siphon, et environ une heure après, tout le liquide contenu dans le vase était répandu sur la table.

Dans cette fermentation, le sucre passe seulement dans un état isomérique en formant une matière incristallisable, liquide et insoluble dans l'eau, qui s'y forme en particules à mesure qu'elle se produit.

J'ai eu occasion d'observer ce phénomène, et jamais je n'ai vu qu'il se dégageât la moindre particule gazeuse. Cependant, M. Desfosses a étudié cette fermentation avec beaucoup de soin, et il est même parvenu à la produire à volonté, en dissolvant du sucre dans une décoction de gluten, et il crut qu'il se dégageait un mélange gazeux d'acide carbonique et d'hydrogène.

Selon l'analyse de M. Pelouze, la matière visqueuse qui se développe dans cette fermentation a la même composition que le sucre anhydre.

Dans la fermentation visqueuse, il se forme quelquefois de la mannite. Il est remarquable que cette substance contient plus d'hydrogène qu'il n'en faudrait pour transformer en eau l'oxygène qu'elle renferme; la mucose contenant ces deux éléments dans les proportions qui conviennent pour faire de l'eau, il faut nécessairement qu'il se fasse un autre produit plus

oxygéné que ceux qui sont connus, à moins que l'acide carbonique dégagé ne soit ce même produit.

La formation de la mannite paraît postérieure à celle de la matière visqueuse et s'est sans doute lors de son apparition que les gaz commencent à se dégager.

M. Frémy a vu qu'en mettant des morceaux d'estomac de veau lavé en présence d'une dissolution de sucre, elle devenait visqueuse et donnait naissance à un produit parfaitement identique avec celui de la fermentation visqueuse ordinaire. Dans cette transformation, la membrane animale n'a pas changé de poids et n'a agi que par sa présence.

Comme la fermentation alcoolique, la fermentation visqueuse peut être entravée par plusieurs substances. L'acide sulfureux, les sulfites, le sulfate hydrique, le chlorure hydrique et l'alcool produisent cet effet.

I.

FERMENTATIONS DEXTRINIQUE ET GLUCOSIQUE.

Ces fermentations ont été peu étudiées. On en connaît seulement le résultat.

Depuis que l'on fait de la bière, on a dû remarquer que la substance amylacée contenue dans l'orge, se dissolvait dans l'eau, sous l'influence du malt ou de l'orge germée.

M. Dubrunfaut a trouvé qu'une infusion de malt liquéfiait l'empois presque instantanément.

MM. Payen et Persoz, ayant cherché quelle pouvait être la substance qui produisait cet effet singulier, en ont isolé la diastase, matière protéique décrite précédemment.

La diastase, dissoute dans l'eau, n'exerce point d'action sur la fécule à la température ordinaire, mais vers + 60 à + 70°, elle la transforme très rapidement en dextrine et presque immédiatement en glucose.

Une partie de diastase, dosée à l'état sec, peut transformer 2000 parties de fécule en dextrine ou en glucose.

Comme cela a été dit dans les généralités relatives à la fermentation, il est probable qu'il s'exécute des phénomènes très rapides d'endosmose et d'exosmose entre les particules d'amidon et celles de diastase, et que c'est à cela qu'il faut attribuer l'effet que cette dernière substance exerce sur la première.

FERMENTATION PUTRIDE.

Les matières organiques abandonnées à elles-mêmes dans de l'air humide et à une température supérieure à 0°, éprouvent une altération profonde par laquelle elles donnent naissance à des produits très variables selon leur nature propre. Cette destruction des matières organiques étant considérée comme une fermentation par les chimistes, il en résulte qu'il faut admettre autant de fermentations putrides qu'il y a de natures de substances qui peuvent l'éprouver.

Une température inférieure à 0° arrête toute décomposition putride. On en a une preuve bien remarquable dans les animaux entiers qui se trouvent conservés dans la glace vers les terres polaires depuis un temps qui a précédé l'état actuel du globe que nous habitons.

La présence de l'humidité est nécessaire, car les substances sèches, quelle que soit leur nature, peuvent être conservées indéfiniment. La dessiccation des cadavres dans les sables mouvans de l'Arabie qui en fait des *momies blanches*, en donne encore une preuve.

Cependant les corps organiques peuvent éprouver une destruction lente que l'on nomme *pourriture sèche*. Les bois la présentent quelquefois.

Pendant la putréfaction, il arrive souvent que les corps sont phosphorescens : le bois *dit mort* est généralement phosphorescent; les poissons le sont aussi fort souvent, et l'on a l'exemple de cadavres qui sont devenus lumineux pendant la dissection.

Des matières animales complétement privées d'air et remplissant complétement des vases que l'on bouche bien, n'éprouvent point la putréfaction. Cette expérience peut facilement être faite sur du lait ou sur une dissolution de gélatine que l'on fait bouillir d'avance. Si on les met au contact de l'air, à l'instant même ces matières commencent à se putréfier.

Une température de + 100° s'oppose à la putréfaction, ou bien en arrête les progrès.

Dans les ménages, on fait bouillir le lait que l'on veut conserver du jour au lendemain. M. Gay-Lussac est parvenu à conserver du lait pendant un temps assez considérable, en le portant tous les jours à la température de l'ébullition.

Si, lorsqu'on a porté une substance organique à la tempéra-

ture de + 100°, on la prive complétement du contact de l'air, on peut la conserver indéfiniment.

Appert a trouvé un procédé merveilleux pour conserver les substances organiques, en faisant l'application des deux principes précédens.

Des vases remplis de matières que l'on veut conserver, sont portés à la température de l'eau bouillante, et bouchés pendant qu'ils sont sur le feu. Il paraît que l'oxygène disparaît dans cette circonstance et qu'il n'y a plus que de l'azote dans le vase. L'oxygène a dû être absorbé par la matière organique. Il faut donc admettre que, l'oxygène absorbé à la température de + 100°, se combine de manière à ne pouvoir déterminer la putréfaction.

On a essayé l'emploi d'une foule de substances pour conserver les matières organiques élémentaires. La dessiccation, le vernissage, le boucanage, l'emploi du sel marin, etc.

Lorsque les matières à conserver ne sont point alimentaires, on peut les préserver de la putréfaction par d'autres moyens, car on peut alors faire usage des substances qui seraient nuisibles ou même très dangereuses si elles étaient introduites dans des alimens.

Le tannage conserve les peaux. L'emploi de savon arsénical de Bequeur suffit pour conserver les peaux des animaux empaillés pendant un certain temps. Les sels de mercure et particulièrement de bi-chlorure, peuvent parfaitement conserver toutes les matières organiques, en même temps qu'il les rendent imputrescibles, ils les rendent aussi inattaquables aux insectes. Depuis plusieurs années on conserve les plantes des herbiers en les empoisonnant avec une dissolution alcoolique de ce dernier produit. M. Braconnot a fait voir que le sulfate sous-ferrique conservait les matières animales. M. Gannal emploie dans le même but une dissolution de sulfate aluminique, à laquelle il ajoute une forte décoction de noix vomique pour s'opposer à l'action destructive des insectes.

M. Sucquet injecte des pièces anatomiques avec une dissolution de sulfite de soude, et il les fait macérer ensuite dans une dissolution de chlorure de zinc. M. Robin emploie l'hyposulfite de zinc en injection. Par ces procédés, des pièces anatomiques ont été conservées pendant deux années sans altération.

Tout le monde connaît l'emploi de l'alcool. Le sucre en

poudre et en grande quantité peut conserver les matières organiques. La créosote, les huiles volatiles, le camphre, le baume du Pérou s'opposent à la putréfaction.

Les liquides chargés de principes animalisés, tels que le lait, le bouillon, etc., s'altèrent rapidement en été et principalement par un temps orageux. L'électricité paraît donc aussi jouer un rôle dans cette circonstance.

Le premier degré de la putréfaction des matières animales paraît être la production du lactate hydrique. Le lait, le bouillon deviennent d'abord acides. Dans le lait, la production du lactate hydrique est attribuée à la lactine ; mais dans le bouillon, à quoi peut-elle être due ? est-ce aux matières animales? est-ce à l'extrait des matières végétales qui ont servi à le préparer ?

DISTILLATION DES MATIÈRES ORGANIQUES.

Les matières organiques soumises à la distillation donnent naissance à des produits nombreux et variés, qui se divisent généralement en 3 parties : des gaz combustibles, un liquide et un résidu charbonneux.

Le liquide est formé de trois couches : une huileuse à la partie supérieure, une aqueuse à la partie moyenne, et une de goudron à la partie inférieure.

Les matières non azotées donnent des produits rendus *acides* par l'acétate hydrique. Les produits azotés donnent un liquide rendu *alcalin* par une espèce de carbonate hydrammonique.

Il ne sera question ici que de la distillation du bois et de celle des matières animales.

DISTILLATION DU BOIS.

La distillation du bois est faite dans de vastes appareils. Elle a principalement pour but la production de l'acétate hydrique et celle du charbon, mais on obtient en même temps une foule d'autres produits tels que le méthol, l'acétone, qui se trouvent dans le liquide aqueux avec une partie de la créosote; la naphtaline, la paraffine, la créosote, le picamare, le cédrirète, le pittacale, l'eupione, le chrysène, le pyrène, etc., qui se trouvent dans le goudron.

Cette opération est faite dans des cornues d'une grande capacité dont le col aboutit à des tubes inclinés renfermés dans un second tube beaucoup plus large, et laissant entre eux un espace où l'on fait circuler un courant d'eau froide de bas en haut, pour condenser la vapeur.

Les gaz sont utilisés concurremment avec du combustible pour chauffer l'appareil. Ils sont peu carbonés et jouissent d'un faible pouvoir éclairant; cependant, c'est en cherchant à les utiliser que M. Le Bon a fait construire le premier appareil pour l'éclairage au gaz.

Le liquide aqueux peut être en grande partie séparé du goudron par une simple décantation. Soumis à la distillation, il donne le méthol parmi les premiers produits, et l'on peut le purifier ensuite par des rectifications convenables.

De simples rectifications du résidu acide donnent un acétate hydrique impur, mais convenable cependant, pour produire les acétates connus en teintures sous le nom de *pyrolignites*.

Pour purifier complétement l'acétate hydrique on le fait passer successivement à l'état d'acétates calcique, sodique et hydrique. Pour cela il faut d'abord le saturer par de la craie. Il se produit ainsi un acétate que l'on dissout dans l'eau. Cet acétate est alors décomposé par du sulfate sodique, qui donne de l'acétate sodique soluble dans l'eau et du sulfate calcique qui y est fort peu soluble. Ces deux sels sont alors séparés par l'eau. La dissolution d'acétate sodique est ensuite soumise à l'évaporation jusqu'à dessiccation complète.

L'acétate sodique, résidu de cette évaporation, est chauffé jusqu'au rouge, afin de chasser le goudron qui l'accompagne.

La transformation en acétate sodique est nécessaire, car l'acétate calcique serait en grande partie décomposé à la température où le goudron peut être volatilisé. Nulle autre base ne pourrait remplacer la soude à cause de la modicité de son prix, et parce qu'elle donne naissance à un acétate cristallisant très facilement et par cela même susceptible d'éprouver une purification complète.

On pourrait saturer directement les liqueurs acides par le carbonate sodique; mais cela reviendrait à un prix trop élevé et l'on emploie le procédé qui vient d'être décrit, parce qu'il est beaucoup est plus économique. D'autant plus que dans la ré-

génération de l'acétate hydrique, en distillant l'acétate sodique avec le sulfate hydrique, il se produit de nouveau sulfate sodique (V. p. 513 de ce volume).

La créosote aujourd'hui employée en médecine, existe dans le résidu goudronneux de la distillation du bois.

Lorsque l'on rectifie le goudron et que l'on fractionne les produits obtenus, on les sépare en partie, mais d'une manière fort incomplète. La cédrirète existe dans les premiers produits. En recueillant d'un seul coup les 0,56 de liquide, la créosote est dans les produits les plus denses qui se déposent. Viennent ensuite l'eupione et la paraffine. Le picamare existe dans les produits qui ont un poids spécifique variant de 0.9 à 1,15. Le capnomore se trouve principalement dans ce dernier produit, et le pittacale existe dans les derniers produits de la distillation.

Le produit de la distillation de la houille contient beaucoup moins d'eau que celui de la distillation du bois, et, au lieu d'acétate hydrique qui donne une réaction acide, il contient du carbonate ammonique qui lui donne une réaction alcaline.

Le goudron de houille donne par la distillation une huile riche en carbone, qui est employée pour dissoudre le caoutchouc. La composition de cette huile est assez compliquée. M. Runge en a extrait 3 bases salifiables : Le *cyanole*, le *leucole* et le *pyrrole*. Il en a encore extrait 3 produits acides : L'*acide carbolique*, l'*acide rosolique* et l'*acide brunolique;* corps dont les noms sont tirés de leur couleur, excepté le pyrrole, dont le nom rappelle une huile produite par le feu. Cette dernière substance existe en plus grande abondance dans les produits de la distillation des matières azotées.

Le résidu de la distillation du goudron de houille donne, en chauffant davantage, ou par une espèce de sublimation, de grandes lamelles nacrées de naphtaline.

DISTILLATION DES MATIÈRES ANIMALES.

On distille les matières animales dans l'intention d'obtenir du carbonate d'ammoniaque et quelquefois du charbon d'os.

Le carbonate d'ammoniaque est obtenu partie à l'état solide,

partie en dissolution dans les eaux qui se trouvent parmi les produits de la distillation.

Il existe plusieurs moyens pour recueillir le sel ammoniacal et le purifier :

1° Le sel ammoniacal est recueilli tel qu'il est produit. Cette extraction présente des difficultés réelles parce qu'il adhère fortement aux parois des vases qui le renferment et parce que son odeur incommode beaucoup les ouvriers.

Il est dissous dans l'eau et la liqueur est réunie avec le produit aqueux provenant de la distillation.

Cette dissolution alcaline est filtrée sur du plâtre grossièrement pulvérisé, soit sur un plan incliné, soit dans un appareil à cascade, comme celui des salpétriers. Dans cette opération il se fait une double substitution entre les élémens en présence, et l'on obtient du carbonate calcique, insoluble dans l'eau, et du sulfate ammonique, qui y demeure dissous.

Le sulfate ammonique cristallise avec facilité et peut, par conséquent, être obtenus par la cristallisation; mais ce moyen ne suffit pas pour le débarrasser des matières empyreumatiques qui l'accompagnent. On profite de ce qu'il peut résister à une température assez élevée sans se détruire, et on le chauffe pour chasser les produits volatils qui l'accompagnent. On peut ensuite le purifier par une nouvelle cristallisation.

Le sulfate ammonique ainsi obtenu peut être employé directement pour en extraire l'ammoniaque au moyen de la chaux. On peut aussi le transformer en chlorure ammonique soit en le sublimant directement avec du sel marin, soit en le dissolvant dans l'eau et en le décomposant par un équivalent de ce dernier sel: il se forme du sulfate sodique et du chlorure ammonique. Le premier de ces sels cristallise avant le second, et peut, par conséquent, être éliminé par la cristallisation. La liqueur restante est ensuite évaporée à siccité et le résidu est soumis à la sublimation pour lui donner la forme commerciale et le purifier.

Dans les pays où le gypse est rare, on le remplace par le sulfate ferrique, qui donne naissance à une réaction du même ordre.

2° Le produit de la distillation des matières animales est recueilli directement dans du sulfate ou du chlorure hydrique

dilué : il y a immédiatement formation de sulfate ou de chlorure ammonique.

Le sulfate ammonique est évaporé et soumis aux traitemens précédens.

Le chlorure dissous dans l'eau est mis en présence de la chaux dans un appareil distillatoire et le gaz ammoniac qui s'échappe est de nouveau recueilli dans une eau chargée d'un sel hydrique que l'on veut convertir en sel ammoniacal, soit le sulfate, soit le chlorure.

Ce dernier procédé donne immédiatement des sels ammoniacaux d'une pureté suffisante pour le commerce. Il est principalement mis en pratique pour extraire les sels ammoniacaux des liquides provenant de la distillation de la houille.

Dans la distillation des os pour faire le charbon animal, tous les produits sont utilisés : le charbon demeure dans les cornues ou les cylindres qui en tiennent lieu, les produits ammoniacaux sont recueillis par un des procédés précédens et les gaz sont brûlés pour alimenter le foyer qui chauffe les appareils distillatoires.

Le charbon ainsi préparé n'est jamais aussi bien calciné que celui que l'on prépare en chauffant simplement les os dans des marmites ou des cylindres renfermés dans des fours. En outre la fabrication des produits ammoniacaux exige des appareils considérables et dispendieux, qu'il faut renouveler de temps en temps et qui enlèvent les bénéfices donnés par les produits ammoniacaux; aussi on y a presque généralement renoncé et l'on perd ainsi une quantité très considérable de sels ammoniacaux; car le charbon animal que l'on fait en France pour les fabriques de sucre de betteraves et pour les raffineries atteint un chiffre énorme, malgré les procédés de revivification dont on fait usage.

Les os destinés à la fabrication du charbon animal sont cassés à la hache et mis en ébullition dans l'eau : il s'en sépare de la graisse que l'on recueille ; ensuite ils sont desséchés, introduits dans des marmites ou des cylindres de fonte; ceux-ci sont fermés avec un couvercle que l'on mastique avec de la terre à four délayée dans l'eau. Ces marmites ou ces cylindres sont introduits dans des espèces de fours à réverbères, ayant la forme d'un parallélipipède rectangulaire, commençant par un foyer et terminés par une cheminée. Après huit heures en

moins de chauffage non interrompu, à une température un peu supérieure au rouge cerise, les os sont complétement carbonisés. On reconnaît que l'opération est terminée à ce qu'il ne se dégage plus aucun gaz des vases qui contiennent les matières animales. On laisse alors refroidir le four si l'on opère par un procédé intermittent, ou bien on défourne immédiatement, si l'on opère par un procédé continu. Les vases sont mastiqués de nouveau pour que l'air qui rentre dans la chaudière ne blanchisse pas les os en brûlant le charbon qui en fait partie.

Le charbon animal en grains peut être revivifié en le calcinant de nouveau avec des os non calcinés. On l'obtient d'une meilleure qualité en le mettant en tas dans un endroit dont la température soit au moins de 20°. Il subit une espèce de fermentation dans laquelle les matières organiques qui y adhéraient et qu'il avait enlevées au sirop, se trouvent détruites; il faut ensuite le laver à grande eau, le dessécher et le soumettre à une nouvelle calcination avec des os. Ceux-ci ont pour but d'élever la température des fours par les produits combustibles qu'ils abandonnent pendant qu'on les chauffe.

Le goudron des matières animales donne des produits particuliers et moins nombreux que ceux des matières végétales. On trouve parmi eux plusieurs produits basiques, tels que l'*odorine*, l'*animine*, l'*olanine* et l'*ammoline*. On y trouve encore la *fuvine*, la *cristalline* et l'*acide pyroxoïque*.

Créosote. — Naphtaline. — Para-naphtaline. — Paraffine.

Les nombreux produits qui se trouvent dans les goudrons, soit des matières végétales, soit des matières animales, sont pour la plupart peu étudiés et sans application; aussi on ne décrira ici que quelques-uns d'entre eux.

CRÉOSOTE.

$C_{14}\ H_8\ O_2$.

Cette substance, pure et privée d'eau, est liquide, incolore, d'une odeur de viande fumée, d'une saveur brûlante et caustique; elle produit une tache blanche sur la langue et cause une vive douleur. Elle réfracte et disperse fortement la lumière. Elle ne conduit pas l'électricité; son poids spécifique = 1,037 à + 20°; elle bout à + 203° et se décompose à la température rouge en charbon,

naphtaline et substance grasse ; elle brûle avec une flamme fuligineuse; elle dissout le soufre, le sélénium, le phosphore, le borate hydrique, les sels hydriques végétaux, cristallisés, des acétates, des azotates métalliques, le chlorure calcique, des bases solifiables végétales, des huiles grasses, le camphre, des résines, des matières colorantes, l'équi-oxyde cuprique et l'indigo, et elle ne dissout pas l'azotate potassique, le chlorure ammonique, le borate sodique, le sulfate potassique, le sucre, la gomme, l'amidon et le caoutchouc qui ne s'y gonfle même pas. La créosote, ajoutée dans le sang, le coagule instantanément. Elle est peu soluble dans l'eau; sa dissolution aqueuse se colore en bleu par les sels sous-ferriques. Elle est plus soluble dans l'alcool, l'éther et l'acide sulfocarbonique. Elle se résinifie par le contact des corps oxygénans : l'azotate hydrique réagit très violemment sur elle et donne naissance à plusieurs produits parmi lesquels on remarque une matière résineuse, brune, de l'oxalate hydrique, du phénate tri-nitrique. Le sulfate hydrique la colore en rouge, puis en noir et est décomposé en abandonnant du soufre. Elle forme avec les alcalis des combinaisons qui absorbent peu à peu l'oxygène de l'air et se colorent en jaune; Elle oxyde le potassium et le sodium.

Selon M. Deville, la composition de la créosote pourrait être représentée par : $C_{44}\ H_8\ O_2$.

La créosote est difficile à purifier et n'a pu être extraite jusqu'alors que par des procédés très compliqués. On peut l'extraire de l'acide pyroligneux impur; mais on en obtient davantage en distillant le goudron qui l'accompagne. On peut la séparer en grande partie des autres produits en distillant le goudron de bois jusqu'à ce que o,16 de son poids soient passés à la distillation. Le produit recueilli se divise en plusieurs couches; c'est dans l'inférieure que se trouve la créosote. Après l'avoir isolée, elle est saturée par le carbonate potassique et soumise à une nouvelle distillation : le nouveau produit contient la créosote plus concentrée dans ce liquide plus dense que l'eau. On la traite par une dissolution d'hydrate potassique ayant un poids spécifique de 1,12 : la créosote se dissout et l'eupione se sépare en grande partie. On distille avec de l'eau tant qu'il passe de l'eupione; alors le liquide doit être décomposé par une quantité de sulfate hydrique exactement nécessaire pour saturer la potasse employée, et l'on continue la distillation : la créosote passe alors. On la purifie par une rectification avec de l'eau et l'on a soin de changer le récipient quand elle commence à distiller.

PARAFFINE.

$(C\ H)x$.

Cette substance est solide, cristallisée en lamelles brillantes et incolores; elle est inodore et insipide ; son poids spécifique = 0,87; elle fond à + 43°,5 et par le refroidissement elle donne naissance à une masse transparente; elle peut être sublimée sans altération à + 310°; elle est difficilement inflammable; mais elle brûle cependant avec une flamme luisante ; elle n'est pas décomposée par les oxydes alcalins, les sels hydriques concentrés, le potassium et le chlore; par la fusion, elle se combine avec la colophane, la cire, le blanc de baleine, le suif et l'axonge; elle ne paraît pas se combiner avec le camphre, la naphtaline, la poix et le benjoin; lorsqu'elle est en fusion, elle dissout un peu de soufre et de phosphore. Elle

ble dans l'alcool et plus soluble dans l'éther; elle se dissout aussi dans rasses et volatiles.

1. Jules Gay-Lussac, cette substance ne renferme pas d'oxygène et est de l'hydrogène et du carbone unis dans le même rapport que dans le

.

Lewis, elle pourrait être représentée par C_{24} H_{28} ?

NAPHTALINE.

C_{10} H_4.

istance est solide, incolore, d'une saveur âcre et aromatique; son odeur celle du goudron, son poids spécifique = 1,048; elle brûle avec une fuligineuse, fond à + 79° et bout à + 220; le poids spécifique de sa ,528; elle peut être distillée sans décomposition, et l'on peut l'obtenir par sublimation ou par solution. Elle est très soluble dans l'alcool, huiles grasses et volatiles; elle est peu soluble dans l'eau bouillante et ns l'eau froide.

aline, soumise à l'influence du chlore ou du brôme, donne naissance à ts renfermant du chlore ou du brôme en différentes proportions, en i qu'il se fait un chloroïdure hydrique; outre ces combinaisons, il y en utres qui naissent par l'action simultanée du chlore et du brôme qui si un très grand nombre de composés chloro-brômés.

hydrique en contact avec la naphtaline, ne l'attaque qu'à chaud et naissance à trois combinaisons renfermant une, deux et trois propor- ate hydrique. Ces composés sont sans importance et se décomposent avec explosion lorsqu'on les chauffe brusquement; cependant ils peu- istillés sans décomposition. Le sulfate hydrique dissout la naphtaline naissance à un ou deux acides.

ie aussi un composé particulier lorsque l'on met en contact la naphta- i bi-chromate potassique, de l'eau et du sulfate hydrique; quelquefois rès violente, d'autres fois à peine sensible; ce qui fait que ce produit ne e dans des conditions très difficiles à réaliser.

aline existe dans le goudron de houille; pour l'en extraire, on distille , on refroidit le produit distillé à — 10°; température qui sépare com- i naphtaline; on soumet à la presse et on purifie la naphtaline pressée allisations dans l'alcool ou dans l'éther.

PARANAPHTALINE.

C_{14} H_6 ?

bstance est soluble, blanche ou incolore, susceptible de cristalliser par ou dissolution. Elle fond à + 180° et entre en ébullition à une tem- ii dépasse + 300°; le poids spécifique de sa vapeur = 6,741; elle est ns l'eau, peu soluble dans l'alcool et l'éther, et se dissout bien dans térébenthine.

La paranaphtaline, mise en contact avec le chlore et l'azotate hydrique des composés correspondans à ceux formés par la naphtaline avec ces corps. Le sulfate hydrique chaud dissout la paranaphtaline et se colore sale.

La paranaphtaline s'extrait du produit que l'on recueille au milieu de la distillation du goudron; on obtient ainsi une matière huileuse, essentiellement formée de paranaphtaline et de naphtaline; on refroidit cette huile à — filtre sur un linge afin de séparer les petits cristaux de paranaphtaline qui sont formés par l'abaissement de température; on presse ces cristaux, on les lave avec de l'alcool qui dissout la naphtaline et l'huile qui les entoure; le résidu laissée par l'alcool après deux ou trois cristallisations, constituent la naphtaline.

STUDENDA ET ORDINANDA.

ABSINTHINE. — Cette substance est solide, en masse demi-cristalline, incolore, très amère, très soluble dans l'alcool, l'éther et les oxydes natroïdique et calcoïdique; elle est précipitée de ces derniers par les carbonates. Elle se dissout aussi dans l'acétate hydrique et en est précipitée par l'eau. Par le sulfate hydrique, elle est colorée en jaune rougeâtre qui finit par devenir pourpre. Elle est susceptible de combinaisons avec les oxydes métalliques.

Cette substance existe dans les fleurs d'absinthe (*artemisia absinthium*). Pour l'obtenir, on ajoute de l'alcool à l'extrait alcoolique de ces fleurs desséchées, puis on évapore; le résidu est délayé avec de l'eau qui s'empare d'une partie de l'absinthine. On évapore de nouveau, on dissout dans l'alcool, on ajoute de l'éther afin de précipiter le sucre et les autres matières qui l'accompagnent. On peut alors la précipiter par l'eau de sa dissolution alcoolique, ou encore on ajoute de l'acétate plomb que dans cette solution alcoolique: l'absinthine se précipite combinée au plomb. On ajoute de l'eau, on évapore l'alcool, on précipite le plomb par un courant de sulfure hydrique, et la liqueur évaporée donne l'absinthine pure.

AMANITINE. — On a aussi nommé une substance solide, incristallisable, brune, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther, indécomposable par les oxydes natroïdiques et calcoïdiques, et les sels hydriques étendus.

Ce principe existe dans plusieurs agarics (*agaricus muscarius* et *agaricus bulbosus*). Pour l'obtenir, on coagule par la chaleur l'albumine contenue dans le suc des champignons; on filtre, on précipite par l'acétate tri-basique de plomb; on fait passer un courant de sulfure hydrique, on filtre, on évapore le liquide à siccité; on traite le résidu par l'éther, puis par l'alcool, et on obtient l'amanitine en évaporant. Toutefois, ce produit n'a pas encore été obtenu pur.

AMER DE SCORDIUM. — Il existe dans le *teucrium scordium* une substance solide jaune, transparente, d'une saveur amère et aromatique, fusible, insoluble dans l'eau froide et les acides étendus, soluble dans l'alcool, l'éther, l'azotate hydrique concentré et les oxydes natroïdiques; le sulfate hydrique concentré le colore en rouge.

ANTIARINE. — Cette substance à laquelle M. Mulder assigne $C_{14}H_{30}O_5$ pour formule, est solide en lamelles nacrées, inodores, plus douces que l'eau; elle fond à + 220° 6, et par le refroidissement donne une masse d'apparence vitreuse; elle commence à se décomposer à + 240° 5; elle est soluble dans 251 parties d'eau à la température ordinaire et dans 27,4 d'eau bouillante; elle se dissout dans 70 parties d'alcool et est peu soluble dans l'éther. Sa solution dans l'eau est neutre; elle se dissout dans les sels hydriques dilués et même dans le chlorure et l'azotate hydriques concentrés, dans l'ammoniaque et l'oxyde hydro-potassique, sans altération; le sulfate hydrique concentré l'altère et la colore en brun. Cette substance appliquée sur une plaie donne la mort après avoir déterminé des vomissements de la diarrhée et des convulsions.

On extrait cette matière de l'upas antiar qui vient de l'*antiaris toxicaria*, arbre

qui croît à Sumatra, Java et Bornéo. L'upas antiar, d'après M. Muller, est composé d'albumine végétale 16,14; de gomme 12,34; de résine 20 93; de matière 7,02; d'antiarine 3,56; de sucre, 6,31 et de matière extractive 33,70. On peut en obtenir l'antiarine en traitant par l'alcool, puis par l'eau et concentrant jusqu'à consistance de sirop, elle cristallise alors en retenant 0,1314 d'eau.

ARTHANITINE OU CYCLAMINE. — Cette substance cristallise en aiguilles blanches fines; elle est inodore, âcre et styptique, peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, insoluble dans l'éther. Elle est colorée en bleu violet par le sulfate hydrique à chaud elle est charbonnée. Cette matière est décomposable à 100°. Elle existe dans la racine du *cyclamen europæum*. Pour l'obtenir, on traite les racines fraîches par l'alcool, on évapore l'extrait, on lave le résidu par l'éther, puis par de l'eau froide; le résidu est l'arthanitine que l'on peut purifier par des cristallisations dans l'alcool et des décolorations au moyen du charbon animal.

Ce corps est employé en médecine comme purgatif; il excite le vomissement.

BERBÉRINE. —La berbérine, qui forme la partie colorante de l'épine-vinette, a été trouvée par MM. Buchner, père et fils. C'est une poudre jaune-clair, cristallisée quelquefois en prismes radiés, inodore, amère, soluble à froid et surtout à chaud dans l'eau et l'alcool; elle est encore soluble dans les huiles essentielles. Elle est décomposée par les sels hydriques; le chlore la colore en rouge sang; elle peut être combinée avec les alcalis.

Pour la préparer, on épuise la racine par l'eau bouillante, on évapore, on traite par l'alcool; puis, après avoir filtré, on chasse une partie de l'alcool et on laisse cristalliser.

BRYONINE. — Elle est en masses blanc-jaunâtre, quelquefois rougeâtres, d'une saveur styptique et très amère. Elle est vénéneuse à forte dose et purgative à faible dose. Elle est soluble dans l'eau, l'alcool et l'acide sulfurique qui lui font prendre une teinte bleue, puis verte; elle est insoluble dans l'éther; elle n'est décomposée, ni par le chlore, ni par les oxydes natroïdiques en dissolution dans l'eau; elle est précipitée en blanc par l'azotate argentique, l'équi-azotate mercurique, l'acétate tri-plombique; en jaune par l'acide chloro-aurique, et en gris par l'infusion de noix de galle.

Cette substance existe dans la racine de la *bryonia alba* et de la *bryonia dioica*. Pour l'avoir pure, on épuise cette racine par l'eau bouillante, on précipite l'extrait par l'acétate tri-basique de plomb; le précipité lavé est ensuite décomposé par le sulfure hydrique; on filtre, on évapore, et le résidu est épuisé par l'alcool que l'on évapore pour avoir la bryonine libre.

CATHARTINE. — Cette substance qui est aussi connue sous le nom d'amer de séné, est en masse diaphane, brun-jaunâtre, d'une saveur amère et nauséabonde; elle est soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans l'éther. Sa solution aqueuse est précipitée en jaune par l'acétate tri-basique de plomb et l'infusion de noix de galle, elle brunit par les dissolutions alcalines.

Par la distillation, elle se décompose sans donner de produits ammoniacaux; elle est purgative et vomitive.

Cette substance, existe dans les différentes espèces de séné (*cassia senna*, *cassia lanceolata*, etc.). On peut l'obtenir en traitant par l'alcool l'extrait aqueux de cette substance. On évapore la dissolution alcoolique, on précipite par l'acétate plombique, on filtre et on évapore en siccité la liqueur après y avoir fait passer un courant de sulfure hydrique; le résidu constitue la cathartine.

L'écorce de bourdaine (*rhamnus frangula*) et les graines du faux ébénier (*cy-*

sus laburnum) donnent par un traitement semblable au précédent, des matières qui paraissent identiques avec la cathartine.

CÉTRARINE OU AMER DU LICHEN D'ISLANDE. — Cette substance est solide, en grains très fins, blanche, inodore, d'une saveur amère et persistante, peu soluble dans l'eau et dans l'essence de térébenthine, soluble dans l'alcool et l'éther, insoluble dans les huiles grasses. Elle est précipitée de sa solution dans l'eau ou dans l'alcool par les sels hydriques minéraux; elle est décomposée par le chlorure hydrique, le sulfate et l'azotate hydriques, en donnant naissance à des liqueurs de différentes couleurs. Elle se dissout aussi dans les dissolutions alcalines.

Cette substance existe dans le *cetraria islandica*. On peut l'obtenir en traitant ce lichen par l'alcool bouillant et évaporant ensuite : la cétrarine se précipite sous forme grenue ; on lave le produit avec de l'eau, de l'alcool ou de l'éther, et on la fait cristalliser par refroidissement, en la dissolvant dans l'alcool bouillant.

CNICIN OU CYNARINE. $C_{40}H_{26}O_{14}$. Cette substance existe dans plusieurs plantes des genres *centaurea* et *cynara*. Elle est solide, cristallisée en aiguilles limpides, qui paraissent blanches et satinées lorsqu'elles sont en masse. Inodore, d'une saveur très amère, elle est à peine soluble dans l'eau froide ; elle est plus soluble dans l'eau bouillante qui finit par l'altérer et la transformer en une matière ayant la consistance de la térébenthine. Elle est soluble dans l'esprit de bois et presque insoluble dans le zyméther ; le sulfate hydrique la dissout et se colore en rouge ; le chlorure hydrique la dissout et se colore en vert.

On a proposé le cnicin pour remplacer le sulfate de quinine ; mais on a été obligé de renoncer à l'employer pour cet usage parce qu'il détermine des vomissements.

COLOCYNTHINE. — Ce principe, qui donne l'amertume à la coloquinte, est en masses jaunes, brunâtres, à cassure conchoïde, facilement réductible en poudre, est amer et purge violemment. Il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa solution dans l'eau est précipitée par plusieurs composés métalliques, par le chlore, etc. ; elle ne l'est pas par l'oxyde hydropotassique et les eaux de chaux et de baryte. Cette substance existe dans le parenchyme du fruit de *cucumis colocynthis*. Pour l'obtenir, on évapore l'extrait aqueux de ce parenchyme et la colocynthine se sépare sous forme d'un liquide oléagineux qui se solidifie par le refroidissement.

COLUMBINE.—Cette substance est solide, cristallisée en prismes obliques à bases rhomboïdales ou en aiguilles déliées; elle est incolore, transparente, inodore, très amère, peu soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther à froid et dans les huiles essentielles, plus soluble dans l'oxyde hydro-potassique, d'où elle est précipitée par addition d'un sel hydrique. L'azotate hydrique et l'acétate hydrique dissolvent le composé sans l'altérer, et dans ce dernier liquide elle cristallise en prismes réguliers. Le chlorure hydrique agit peu sur elle, le sulfate hydrique la dissout et lui fait prendre une teinte orange. Elle est précipitée par l'eau de sa solution dans l'azotate hydrique. Ses dissolutions ne sont pas précipitées par l'infusion de noix de galle et par les composés métalliques solubles; elle est fusible et ne donne pas d'ammoniaque à la distillation sèche.

Cette substance existe dans la racine de colombo (*menispermum palmatum*). Pour l'obtenir, on l'épuise par deux ou trois fois son poids d'alcool à o,835, on évapore les deux tiers de la dissolution, et la columbine cristallise au bout de quelques jours. Ses cristaux sont lavés à l'eau, puis dissous dans l'alcool. On ajoute du charbon animal, on filtre, on concentre : on abandonne à la cristallisation.

CUMARIN. — Cette substance se présente sous forme de petites aiguilles ; elle est blanche, insipide, fixe. D'après MM. Soubeiran et Capitaine, sa formule serait :

$C_{34}H_{34}O_6$. Elle est peu soluble dans l'alcool et l'eau froide, plus soluble
cool bouillant, l'éther, les huiles grasses et essentielles. Elle est colorée
par le sulfate hydrique, et n'a pas d'action sur les papiers réactifs.

Ce produit existe dans le cubèbe fruit du *piper cubeba*. On l'obtient
tant par l'alcool le résidu laissé par l'éther que l'on a mis en présence
en poudre ; on ajoute de l'oxyde hydro-potassique dans la solution
pour précipiter le cubébin que l'on n'a plus qu'à purifier par des cri
dans l'alcool.

DIGITALINE. — On a fait pendant longtemps des essais infructueux p
le principe actif de la digitale. La substance décrite dans cet article a é
1844 par M. Homolle.

La digitaline est blanche, inodore, difficilement cristallisable ; elle
rement en masses poreuses ou en petites écailles. Sa saveur est ex
amère ; elle est fortement sternutatoire ; elle brunit vers + 180° et se r
+ 205° ; à une température plus élevée, elle brûle en dégageant les pro
naires des substances non azotées. Elle est neutre aux réactifs ; l'eau n
qu'environ un millième ; l'alcool la dissout facilement, surtout à chaud ;
dissout au plus un millième de son poids. Le sulfate hydrique la noir
puis la fait passer au rouge cramoisi ; en mettant cette dissolution dans
obtient une liqueur verte. Le chlorure hydrique la dissout et la *colore en
meraude* ; l'azotate hydrique la détruit. Les oxydes métroïdiques lui fou
saveur amère.

La digitaline est vénéneuse ; elle détermine des vomissements, l'*accél
pouls*, l'abattement, de la faiblesse musculaire, des éblouissements, la
de l'émission de l'urine pendant la durée des accidens et son augmenta
qu'ils ont cessé, chez les personnes normales qui prennent cette substa
elle détermine la miction des urines dans les maladies provenant d'épa
dans les cavités séreuses.

Les propriétés pharmaceutiques de la digitaline permettent de douter q
le seul principe actif de la digitale (1).

Pour extraire la digitaline, M. Homolle traite les feuilles sèches de di
l'eau dans un appareil de déplacement, il ajoute de l'acétate tri-plombiqu
queur obtenue ; les liqueurs filtrées sont ensuite privées de l'excès de p
chaux et de magnésie, par l'emploi successif du carbonate sodique, de
ammonique et du phosphate sodique ammoniacal. La liqueur, filtrée de
est précipitée par le tannin qui s'unit à la digitaline et la rend insoluble.
pité recueilli est mis en digestion avec 1/5e de son poids (à l'état humid
charge porphyrisée. La masse molle qui résulte de ce mélange est d
au moyen du papier à filtrer, finalement dans une étuve ; elle est
pulvérisée et traitée par l'alcool. La nouvelle liqueur obtenue est soumi
poration, et le résidu, qui est principalement formé de digitaline, est sou
lavages à l'eau, desséché, repris par l'alcool et le charbon animal, de
nouveau et repris par l'éther qui abandonne la digitaline par l'évaporati
elle est mêlée avec de la matière oléo-résineuse, verte, des principes rappe
deur de la digitale et une matière cristallisée en aiguilles. On l'isole ensu
quement.

(1) M. Morin a retiré de la digitale : 1° un principe amer ; 2° un acide
soluble ; 3° un acide volatil, possédant l'odeur de la digitale et des propriété
macodynamiques, très énergiques (*V. J. de ph.*, 3e série, 4e année, p. 294).

Ce procédé, très long à pratiquer, comme on le voit, ne donne pas un produit pur; M. O. Henry l'a modifié avantageusement : il fait d'abord un extrait alcoolique de feuilles de digitale, le reprend par l'eau et le traite ensuite successivement par le tannin, la litharge, etc. (V. *Journ. de ph.*, 3e série, 4e année, p. 460).

DAPHNINE. — Cette substance est en cristaux groupés en aigrettes; ils sont incolores, âcres et amers, peu solubles dans l'eau froide, davantage dans l'eau bouillante, solubles dans l'alcool et l'éther. Ils sont colorés en jaune par les oxydes natroniques et transformés en oxalate hydrique par l'azotate hydrique. La daphnine est toujours accompagnée d'une résine et se trouve dans l'écorce de diverses espèces de garou. On peut l'obtenir, en épuisant l'écorce par l'alcool, évaporant, traitant par l'eau, précipitant par l'acétate tri-plombique, filtrant, évaporant le liquide et reprenant par l'alcool bouillant pour le faire cristalliser par le refroidissement.

ÉLATÉRINE. — Cette substance se présente sous forme de petits cristaux soyeux, qui sont des prismes à base rhombe; elle est incolore, inodore, d'une saveur amère et styptique. C'est un puissant sternutatif : elle purge aussi à une très faible dose. Elle fond un peu au-dessus de + 100°, et se volatilise en donnant naissance à des fumées blanches d'une très grande âcreté; elle est insoluble dans l'eau, les sels hydriques et oxydes natroniques dilués; elle est soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles grasses; elle est décomposée par le sulfate hydrique et l'azotate hydrique concentrés.

Ce produit existe dans le concombre sauvage (*momordica elaterium*). Pour l'obtenir à l'état de pureté, on peut verser dans l'eau une teinture concentrée de ces fruits : l'élatérine se précipite, on la purifie en la faisant cristalliser dans l'alcool.

ERGOTINE. — Cette substance est amorphe, pulvérulente, rouge-brun, d'une odeur nauséabonde, d'une saveur âcre et amère; elle est infusible et combustible à l'air en répandant une odeur particulière; insoluble dans l'eau, l'éther, les sels hydriques dilués; soluble dans l'alcool, l'acétate hydrique concentré et l'oxyde hydro-potassique. L'azotate hydrique et le sulfate hydrique la décomposent en la colorant, le premier en jaune, le deuxième en rouge brun.

On ne connaît pas la composition de l'ergotine. Elle est vénéneuse. Elle peut être obtenue en traitant par l'éther, le seigle ergoté en poudre, pour enlever les matières grasses ou résineuses, puis traitant le résidu par de l'alcool, évaporant la dissolution en consistance de sirop, et y ajoutant de l'eau qui précipite l'ergotine.

FRAXININE. — Cette substance cristallise en prismes hexagones déliés; elle est très amère, soluble dans l'eau, l'alcool, peu soluble dans l'éther. Elle existe dans l'écorce de *fraxinus excelsior*. Pour l'obtenir, on précipite l'extrait de cette écorce par l'acétate tri-plombique, on fait passer un courant de sulfure hydrique dans la liqueur, on filtre, on concentre et on abandonne à la cristallisation.

GAIACINE. — Cette substance est solide, en masse compacte, jaune foncé, inodore, d'une saveur âcre et amère; elle se boursoufle par la chaleur, elle brûle, est peu soluble dans l'eau froide, très soluble dans l'alcool et l'eau bouillante, insoluble dans l'éther. Sa solution aqueuse est précipitée par l'acétate tri-plombique et par les sels hydriques minéraux. L'azotate hydrique, par une action prolongée, finit par la transformer en oxalate hydrique, après lui avoir fait prendre l'aspect d'une résine.

Cette substance s'extrait de l'écorce du bois de gaïac. On l'obtient en épuisant

cette écorce par l'alcool, ajoutant de l'eau à la dissolution, distillant l'alcool, la résine de l'extrait aqueux qui reste à la distillation, évaporant à sic solution aqueuse, reprenant par l'alcool, évaporant à siccité, reprenant et précipitant la gaïacine par le sulfate hydrique. Le précipité est lavé et

GENTIANIN. — Cette substance est solide, en aiguilles, d'un jaune doré, d'une saveur amère; elle peut être sublimée; elle est plus soluble dans l'eau qu'à froid, plus soluble dans l'alcool et l'éther; elle se dissout dans les carbonates natroïdiques, et les oxydes calcoïdiques, en donnant de jaune foncé, qui, par l'évaporation, sont susceptibles de cristallise solution précipite les composés de fer, de cuivre et l'acétate tri-plomb n'est pas précipitée par l'acétate plombique et par le chlorure mercuriqu carbonique est déplacé par le gentianin de ses combinaisons natroïdique

Ce produit s'extrait de la grande gentiane (*gentiana lutea*). Pour cela, sa racine pulvérisée par l'éther; on distille une grande partie de l'éther e donne le reste à l'évaporation spontanée; le résidu est ensuite traité par l 0,83: par l'évaporation de l'alcool le gentianin se dépose; pour le puri redissout dans l'alcool, on filtre, on évapore à siccité, on chauffe le résid l'eau et de la magnésie, on évapore de nouveau et on reprend une derni résidu par l'éther qui, par son évaporation, laisse cristalliser le gentianin.

HESPÉRIDINE. — Cette substance est en aiguilles, groupées en aigrett mamelons; elle est blanche, inodore, insipide, fusible en donnant naissa masse d'apparence résineuse, électrisable par le frottement. Elle se déco la chaleur sans donner d'ammoniaque. Insoluble dans l'eau et l'éther, pe dans l'eau bouillante, très soluble dans l'alcool et dans l'acétate hydriqu colorée en jaune, puis en rouge par le sulfate hydrique, en jaune par hydrique, et en vert-jaunâtre par le chlorure hydrique.

Cette substance existe dans les orangettes et dans l'enveloppe spong oranges et des citrons. Pour l'extraire de cette enveloppe, on l'épuise bouillante, on sature le liquide par un lait de chaux, on évapore à siccité, par l'alcool, on filtre et on évapore encore à siccité et on traite le résidu p son poids de vinaigre ou d'eau distillée; on abandonne le mélange pend jours : l'hespéridine se dépose; on n'a plus pour la purifier qu'à la fair liser à plusieurs reprises dans l'alcool.

ILICINE. — Substance solide, cristallisée, jaune brunâtre, amère, solu l'eau, insolulble dans l'éther; elle est employée dans les fièvres intermit l'hydropisie.

Elle existe dans les feuilles de houx (*ilex aquifolium*), pour l'en extrai fait une décoction dans l'eau et on y ajoute de l'acétate tri-plombique, on évapore la liqueur et on reprend le résidu par l'alcool bouillant, qui, par ration spontanée, abandonne des cristaux d'ilicine.

IMPÉRATOIRINE. — Cette substance se présente sous forme de prismes al bases rhombes; elle est incolore, inodore, âcre et styptique; son poids s = 1,192; elle fond à + 75°, et se décompose par la chaleur; elle est solu l'alcool, l'éther, l'huile d'olive, l'essence de térébenthine, l'oxyde hydro-pot d'où elle est précipitée sans altération par un sel hydrique; elle se disso dans le sulfate hydrique, qui lui fait prendre une teinte rouge-brun, et dan tate, hydrique en se colorant en jaune; l'iode donne avec elle un corps de rougeâtre.

Cette substance a été trouvée dans la racine d'impératoire (*imperatori*

éthérée). Pour l'en extraire on traite cette racine par l'éther qui, par son évaporation, laisse déposer des cristaux d'impératorine.

D'après M. Fr. Dœbereiner la formule de ce composé peut être représentée par $C_{24}H_{24}O_5$?

JUGLANDINE. — On a donné ce nom à la substance impure que l'on obtient par l'expression du brou de noix; elle est altérable à l'air en se brunissant et en laissant déposer une matière floconneuse; lorsqu'elle vient d'être préparée elle est liquide, incolore, âcre, amère et verdit les composés ferriques. Cette substance est employée en médecine et pour teindre les cheveux en noir.

KEMPFÉRIDE. — On a donné ce nom à un produit que l'on n'a pas encore pu obtenir à l'état de pureté; il est solide, jaunâtre, inodore, insipide, fusible à quelques degrés au-dessus de 100°, soluble dans l'alcool, l'éther, l'acétate hydrique chaud; lorsque l'on ajoute de l'ammoniaque dans sa solution acétique, il se forme un précipité soluble dans un excès de ce dernier liquide; il est peu soluble dans l'eau, l'oxyde hydro-potassique le dissout en prenant une teinte jaune, le sulfate hydrique en le dissolvant se colore en vert bleuâtre; il est soluble avec effervescence dans le carbonate potassique.

Cette substance s'extrait de la racine de galanga (*amomum galanga*); pour l'obtenir on traite cette racine par l'éther, qui se charge, outre la kæmpféride, d'une matière visqueuse et aromatique que l'on sépare par des traitemens successifs à l'alcool, parce qu'elle se sépare de ce liquide bien avant la kæmpféride; quoi qu'il en soit, on ne l'a jamais obtenue pure.

LACTUCINE. — Ce principe, qui donne l'amertume à la laitue, peut être obtenu cristallisé sous forme d'aiguilles confuses; il est jaune, amer, soluble dans l'eau, l'alcool, l'acide acétique et l'éther; il fond et donne naissance à une masse brune. Le sulfate hydrique concentré lui fait prendre une teinte brune; il donne des produits ammoniacaux lorsqu'il est en contact avec l'oxyde hydro-potassique ou hydro-sodique. Le chlorure hydrique et l'azotate hydrique dilués ne l'attaquent pas; l'azotate hydrique concentré le transforme en une masse brune d'aspect résineux.

La lactucine s'extrait du suc de laitue (*lactuca sativa, virosa, scariola*), qui s'obtient par des incisions faites aux feuilles et aux tiges de ces végétaux; le liquide que l'on obtient ainsi étant évaporé, constitue le *thridace* des pharmaciens. Pour obtenir la lactucine de ce produit on le traite par de l'alcool contenant 1/50e de vinaigre concentré, on ajoute de l'eau à la dissolution que l'on précipite ensuite par l'acétate tri-plombique, on filtre, on évapore après y avoir fait passer un courant de sulfure hydrique; le résidu est repris par l'éther, qui laisse la lactucine par l'évaporation.

Le thridace, outre la lactucine, contient un peu d'une huile essentielle, deux substances grasses, une résine, de la gomme, de l'acide pectique, une substance acide, une substance basique, de l'albumine, de l'oxalate, du malate, du citrate, de l'azotate hydriques; de la chaux, de la magnésie et de l'oxyde hydro-potassique.

LAPATHINE. — On désigne ainsi une matière qui existe dans le *rumex obtusifolius*; elle est solide, dure, amère et colore la salive en jaune; elle est soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans les huiles essentielles et l'éther; sa solution dans l'eau brunit par les oxydes natroïdiques et ne change plus lorsqu'on y ajoute un sel hydrique.

LILACINE ou SYRINGINE. — On a ainsi nommé une substance solide, en aiguilles

ou en longs prismes quadrilatères, à sommets dièdres, d'une saveur amère, très soluble dans l'eau, dans les acides et l'éther. On l'obtient du *syringa vulgaris* en faisant une décoction concentrée et y ajoutant de l'acétate tri-plombique concentré, ajoutant de la magnésie calcinée, évaporant à siccité, ajoutant au résidu de l'eau à + 40°, et traitant le résidu par de l'alcool bouillant et du charbon animal; filtrant à chaud évaporant et laissant cristalliser par refroidissement.

LACTOCONDRINE. — Ce corps est en paillettes incolores, ou en aiguilles groupées en étoiles, d'une saveur amère, peu soluble dans l'eau, très soluble dans l'alcool et l'éther; elle fond à + 83° et peut être sublimée sans altération; elle n'est pas azotée; elle est insoluble dans les sels hydriques dilués et dans les oxydes natriques dissous. L'iode la colore en jaune, l'azotate hydrique concentré n'a pas d'action sur elle. Le chlorure hydrique et le sulfate hydrique concentrés la décomposent.

Cette substance peut être obtenue de l'écorce de la souche du *liriodendron tulipifera*. On épuise cette écorce avec de l'eau, on évapore la liqueur jusqu'à ce que la liriodendrine impure se précipite; on la purifie alors par un lavage avec de l'eau alcalisée qui lui enlève la résine et la matière colorante qui sont unies à elle, puis on la dissout dans l'alcool, on ajoute de l'eau à cette dissolution de manière à la rendre opaline: alors par le refroidissement la liriodendrine cristallise.

LUPULINE ou LUPULITE. — C'est à cette substance qu'est due l'amertume des fleurs du houblon (*humulus lupulus*); elle est solide, opaque ou transparente; a couleur varie du blanc au rouge en passant par le jaune; elle est inodore, très amère, assez soluble dans l'eau bouillante et l'alcool, insoluble dans l'éther, décomposable par la chaleur sans donner de produits ammoniacaux; elle n'est pas altérée par les sels hydriques et les oxydes natriques et calcidiques.

On extrait cette matière du pollen des fleurs du houblon; pour cela on le traite par de l'alcool, on concentre et on ajoute de l'eau qui précipite une résine, on sature ensuite le liquide par de la chaux qui enlève le tannin et l'acide malique. Il faut ensuite filtrer, évaporer reprendre le résidu par l'éther, évaporer de nouveau, reprendre une dernière fois par l'alcool pour faire cristalliser.

Outre la lupuline, le pollen du houblon contient deux autres produits; une essence aromatique incolore, soluble dans l'eau, et une résine orange soluble dans l'alcool et l'éther.

MÉCONINE. — Cette substance est solide, en prismes hexagones terminés par un biseau; elle est blanche, inodore, âcre; elle entre en fusion à + 90° et distille à + 155° sans décomposition; elle brûle, lorsqu'elle se solidifie, après avoir été fondue; elle a l'aspect d'un corps gras est soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid, et donne une liqueur qui est précipitée par l'acétate tri-plombique; elle se dissout bien aussi dans l'alcool, l'éther les huiles essentielles, les oxydes natriques, le chlorure hydrique, l'acétate hydrique, le sulfate hydrique dilué; elle est insoluble dans l'ammoniaque; les composés de plomb et d'étain et l'alun précipitent des laques dans la solution alcoolique de méconine. M. Courbe donne $C_5\,H_5\,O_2$ pour formule à ce composé.

Cette substance existe dans l'opium; on l'obtient en traitant ce corps par l'eau, évaporant l'extrait jusqu'à ce qu'il marque 8° à l'aréomètre de Beaumé, ajoutant de l'ammoniaque diluée; filtrant, évaporant la liqueur jusqu'à la consistance du sirop et l'abandonnant à la cristallisation; les cristaux sont repris une seconde fois par l'eau bouillante pour les purifier par le charbon animal; on filtre, on évapore et on reprend par l'éther bouillant, qui laisse cristalliser la méconine par refroidissement.

Acide méchloïque. — On a donné ce nom au composé purifié, qui résulte de la combinaison du chlore avec la méconine fondue. Il est solide, cristallisé en lamelles nacrées ou en prismes hexagones raccourcis. Il fond à + 160° et se sublime à + 165°. Il est soluble dans l'eau bouillante, l'alcool et l'éther, l'azotate hydrique le décompose; il n'est pas au contraire décomposé par le chlorure hydrique et par le sulfate hydrique; sa solution rougit le tournesol et est précipitée par les composés plombiques et cuivriques.

On obtient ce produit ainsi qu'il suit : faire passer un courant de chlore dans de la méconine fondue, laisser refroidir le produit par le refroidissement, le reprendre par l'alcool qui laisse cristalliser une matière par l'évaporation spontanée, recueillir les cristaux, les laver à l'éther, les dissoudre dans une solution d'oxyde hydro-potassique que l'on décolore ensuite par de l'azotate hydrique : l'acide méchloïque se sépare.

Nitro-méconine. On a donné ce nom à un produit solide, cristallisé en prismes blancs, soluble dans les alcalis en prenant une teinte rouge, dans les sels hydriques, l'eau, l'alcool; elle fond à + 150° et se sublime à + 190°, en répandant l'odeur des amandes amères; il se forme lorsque l'on dissout la méconine dans l'azotate hydrique concentré. M. Couerbe qui en a fait l'analyse le représente par $C_{20}H_{18}N_2O_{12}$; elle peut l'être aussi par $C_{20}H_{18}O_{7} + N_2O_5$ ou par $C_{20}H_{18}O_9 + N_2O_3$.

MÉLAMPYRINE.— Cette substance est sous forme de prismes incolores, inodores et insipides; elle est neutre et n'est pas azotée; elle est insoluble dans l'éther, peu soluble dans l'alcool et très soluble dans l'eau; sa solution n'est pas précipitée par les composés métalliques. Cette substance se rencontre dans le *mélampyrum nemorosum;* pour l'obtenir on prend la plante sèche et cueillie au commencement de la floraison, on en fait un extrait aqueux, que l'on évapore jusqu'à la consistance du miel : alors la mélampyrine cristallise.

NUTARINE. — Cette substance est en masses brunes transparentes; elle est vomitive, très soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans l'éther, l'essence de térébenthine et les huiles grasses. Sa solution aqueuse se prend en gelée à + 35° et finit par se coaguler.

Elle existe dans l'écorce de la racine de *calotropis mudarii.* Pour l'obtenir on évapore l'extrait alcoolique de cette écorce.

NARCITINE.—Cette substance est solide, blanche, d'une odeur et d'une saveur faible, soluble dans l'eau, l'alcool et les sels hydriques; elle est déliquescente. Elle existe dans plusieurs variétés de narcisses, on l'extrait du narcisse près (*narcissus pseudo-narcissus*). En Allemagne elle est employée comme vomitif.

Les bulbes des narcisses contiennent 37 pour 100 de narcitine; les fleurs en contiennent 25 pour 100.

OLIVILE.—Cette substance se présente en aiguilles aplaties ou bien à l'état pulvérulent; elle est inodore, âcre et amère, fusible à + 70°, décomposable par la chaleur sans donner de produits ammoniacaux, peu soluble dans l'eau froide, davantage dans l'eau bouillante, qui, par le refroidissement devient laiteuse; elle est très soluble dans l'alcool bouillant, les oxydes natridiques, l'acétate hydrique concentré; insoluble dans l'éther, le sulfate hydrique dilué; lorsque ce dernier corps est concentré, il la charbonne; l'azotate hydrique la dissout en prenant une teinte rouge-foncé, si l'on élève la température il se produit une substance amère et de l'oxalate hydrique.

Selon M. Pelletier, la formule de cette substance est $C_6 H_8 O_2$.

Cette substance existe dans la gomme d'olivier (*olea europæa*). Pour l'obtenir on la dissout dans l'alcool faible, on filtre, on évapore et on purifie le résidu par l'éther et l'alcool.

Olivine ou *olivite*.—Cette substance est en cristaux incolores et amers; elle est insoluble dans l'eau et soluble dans les sels hydriques; elle est fusible et se décompose facilement par la chaleur. Elle existe dans les feuilles de l'olivier. Pour l'en extraire on les traite par de l'eau acidulée; la liqueur est ensuite concentrée, et saturée par l'ammoniaque: il se forme un précipité que l'on recueille, on le dissout dans le chlorure hydrique et on précipité par un alcali après avoir purifié au charbon animal; le précipité est ensuite traité par l'alcool pour le faire cristalliser.

PEUCÉDANINE.—Cette substance est solide, cristallisée en prismes transparens, groupés en faisceaux; elle est inodore, presque insipide, entre en fusion à + 60° et par le refroidissement se prend en une masse qui a l'apparence de la cire; elle est soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles grasses et essentielles, les oxydes natroïdiques dissous; elle est insoluble dans l'eau qui la précipite de ses dissolutions spiritueuses, elle est également insoluble dans les sels hydriques dilués.

Le chlore et l'iode se combinent avec la peucédanine.

Le chlore, le sulfate et l'acétate hydriques n'attaquent pas à froid cette substance; elle est décomposée à chaud par l'azotate hydrique concentré.

Elle a été trouvée dans la racine de *peucedanum officinale*. On peut l'obtenir en épuisant cette racine par l'alcool; évaporant, lavant le résidu par un mélange d'eau et d'alcool, et le reprenant par l'éther pour le faire cristalliser.

Suivant M. Erdmann, la formule de ce composé est $C_8 H_8 O_3$.

PHILLYRINE.—Cette substance est sous forme de feuillets argentés; elle est inodore, amère, peu soluble dans l'eau froide et l'éther, plus soluble dans l'eau bouillante et l'alcool; insoluble dans les huiles grasses et les huiles essentielles. L'azotate et le sulfate hydriques la décomposent : ce dernier lui fait prendre une couleur rouge-brun.

Ce produit existe dans l'écorce des *phillyrea media* et *latifolia*. Pour l'obtenir on épuise cette écorce par l'eau chaude, on concentre la liqueur, on la clarifie avec du blanc d'œuf, puis on y ajoute un excès de lait de chaux, on décante au bout d'un certain temps et on reprend le dépôt par l'alcool; on décolore par le charbon animal, on filtre, on évapore et l'on fait cristalliser dans l'eau en reprenant le résidu par ce liquide.

PICROLICHÉNINE. — Substance solide en pyramides doubles, tronquées, à bases rhomboïdales, incolore, inodore, très amère; son poids spécifique = 1,176, fusible à + 100°, presque insoluble dans l'eau même à chaud, très soluble dans l'alcool, l'éther, le sulfure de carbone, les huiles essentielles et à chaud dans les huiles grasses. La dissolution alcoolique rougit faiblement la teinture du tournesol; les sels hydriques ordinaires ne décomposent pas la picrolichénine; elle brûle avec une flamme fuligineuse et n'est pas azotée. L'oxyde hydropotassique la dissout en prenant une teinte vineuse, et la laisse précipiter lorsque l'on ajoute un sel hydrique.

Cette substance se combine aussi avec l'ammoniaque.

Pour l'obtenir, on traite le lichen (*variolaria amara*) en poudre par l'alcool, on évapore le liquide jusqu'à la consistance de sirop, et la picrolichénine cristal-

lise. On la purifie en la lavant avec une dissolution faible de carbonate potassique et la faisant cristalliser ensuite dans l'alcool.

PICROTOXINE. — Cette substance qui a encore été nommée cocculine et ménispermine, dont la formule est C_{12} H_{14} O_5 d'après MM. Pelletier et Couerbe, et C_{10} H_{12} O_4 d'après M. Opperman, se présente à l'état solide sous forme de petits prismes quadrilatères ou en aiguilles groupées en étoiles ; elle est blanche et transparente, inodore, très amère, infusible et décomposable à une température élevée, soluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, les sels hydriques et les dissolutions alcalin ; insoluble dans les huiles grasses et les huiles essentielles.

La picrotoxine donne avec l'oxyde plombique une combinaison soluble décomposable par l'acide carbonique.

Le sulfate hydrique décompose cette substance en lui faisant prendre une teinte jaune safran. L'azotate hydrique la transforme en oxalate hidrique.

La picrotoxine s'extrait de la coque du levant (fruit du *menispermum coculus*). Pour l'obtenir le plus simplement possible, on traite par l'alcool les semences mondées, on évapore lentement la dissolution, mais pas jusqu'à siccité : la picrotoxine cristallise sous une couche d'huile grasse abandonnée à l'alcool par la coque du Levant. Les cristaux sont desséchés entre des feuilles de papier joseph, puis dissous dans l'alcool ; on décolore la dissolution par le charbon animal et, en évaporant les cristaux se reforment de nouveau et à l'état de pureté.

MM. Pelletier et Couerbe ont donné le nom d'*acide hypopicrotoxique* au résidu qu'ils ont obtenu en traitant l'extrait alcoolique des coques du Levant par l'eau bouillante un sel hydrique dilué et par l'éther. Ce produit est soluble dans l'alcool et les oxydes natroïdiques et calcoïdiques.

PLOMBAGIN.—Cette substance est solide, cristallisée en prismes déliés ou en aiguilles groupées en aigrettes; elle est jaune, styptique, sucrée, puis âcre ; elle est neutre, fusible, volatile sans altération, soluble dans l'eau froide, l'alcool et l'éther, moins soluble dans l'eau bouillante. Sa solution aqueuse donne un précipité cramoisi par l'acétate triplombique, et est colorée en rouge cerise par les sels hydriques; la couleur est ramenée au jaune par les oxydes natroïdiques.

Cette substance existe dans la racine de dentelaire (*plumbago europæa*). Pour l'avoir pure, on traite la racine par l'éther, on distille; le résidu est traité par l'eau bouillante qui laisse cristalliser du plombagin impur, que l'on purifie en le faisant cristalliser dans l'éther ou l'alcool chargé d'éther.

POPULINE.—Cette substance est solide, cristallisée en aiguilles blanches, inodores, d'une saveur âcre et douce, contenant 0,543 parties d'eau de cristallisation, plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, soluble dans les sels hydriques, dont elle est précipitée par l'eau ; elle se colore en rouge par le sulfate hydrique.

Cette substance existe dans les feuilles et l'écorce du tremble (*populus tremula*). Pour l'obtenir on ajoute du carbonate potassique dans les eaux mères venant de l'extraction de la salicine : il se précipite alors une poudre blanche que l'on n'a plus qu'à dissoudre dans l'eau et à faire cristalliser.

PORPHYROXINE.— Ce corps est solide, en aiguilles brillantes, soluble dans l'alcool, l'éther et les sels hydriques étendus ; ses dissolutions dans les sels hydriques rougissent par l'élévation de la température et précipitent une masse légère lorsqu'on y ajoute des alcalis. Sa dissolution dans le chlorure hydrique est pourpre et est précipitée sous forme de laque par l'infusion de noix de galle et le protochlorure stannique.

en rouge, puis en violet, puis en jaune; l'oxalate hydrique la décompose en partie. M. Petersen a fait l'analyse de ce composé et lui assigne $C_{15}H_{26}O_5$ pour formule.

Cette substance s'extrait de la salsepareille (*smilax salsaparilla*) en la traitant par de l'alcool, concentrant la dissolution et abandonnant à la cristallisation. Une seconde cristallisation suffit pour l'avoir à l'état pur.

On a décrit sous le nom de *chinovabitter* un corps que l'on extrait du *chinovæ* et qui est identique avec la smilacine.

TANGUINE.—Cette substance est solide, cristallisée en paillettes brillantes, efflorescente, fusible à une douce chaleur, ne donnant pas d'azote à la distillation sèche; elle est soluble dans l'eau; sa saveur est amère et mordicante; prise à l'intérieur c'est un poison violent.

Cette substance existe dans les amandes du tanguin de Madagascar (*tanghinia madagascariensis*). Pour l'obtenir on traite par l'éther les amandes du tanguin débarrassées d'huile par la pression : la dissolution évaporée abandonne des cristaux de tanguine.

XANTHOPICRINE OU XANTHOPICRITE.—Cette substance est solide, cristallisée en aiguilles soyeuses et confuses; elle est jaune verdâtre, inodore, d'une saveur amère et astringente; lorsqu'on la chauffe il y en a une partie qui se sublime; elle est neutre, soluble dans l'alcool, moins dans l'eau et insoluble dans l'éther. Sa solution alcoolique n'est généralement pas précipitée. L'acide chloraurique y fait naître un précipité soluble dans l'alcool, insoluble dans l'eau et l'ammoniaque. Cette substance n'est attaquée par le chlore que par un contact très prolongé; elle est décomposée par le sulfate hydrique concentré et dilué, mais dans ce dernier cas il faut chauffer. L'oxalate hydrique la colore en rouge; le chlorure hydrique n'a pas d'action sensible sur elle.

Cette substance s'extrait de l'écorce de *xanthoxylum clava herculis;* pour cela on la traite par l'alcool, on évapore la dissolution, on traite le résidu par l'eau, puis par l'éther, et le résidu de ces deux lavages est repris par l'alcool qui, abandonné à l'évaporation spontanée, laisse déposer des cristaux de xanthopicrine.

ADDITIONS.

Dans ces additions j'ai réuni le résultat de quelques publi-ations importantes qui ont été faites depuis que les premières parties de cet ouvrage ont paru.

ÉQUIVALENS.

Depuis quelques années un grand nombre de chimistes se sont occupés de la déter-ination exacte des équivalens chimiques pour vérifier la loi de Prout. Pour teindre un pareil but les méthodes expérimentales ont été simplifiées et ont uvent atteint un degré de perfection que l'on ne dépassera peut-être jamais; mais faut remarquer que souvent les auteurs de ces expériences ne sont point partis une base convenable pour les calculer. Il résulte de là que les équivalens indi-és par ces auteurs pourront être modifiés, sans rien changer au résultat de leurs périences, lorsque les calculs seront établis avec la filiation nécessaire pour qu'ils présentent point d'erreur.

Dans la détermination de la valeur pondérale des équivalens, il ne faut point rdre de vue qu'ils sont rapportés à un terme de comparai-on et qu'il faut 'ils soient tous calculés relativement à ce terme de comparaison de la manière plus immédiate, ou bien en employant des équivalens intermédiaires parfaite-ent déterminés relativement à ce terme. Par exemple, jusqu'à ce jour la déter-ination de l'équivalent du chlore a dépendu de celle du potassium, et récipro-ement, et l'équivalent d'aucun de ces deux corps n'a été déterminé d'une anière rigoureuse, relativement à l'oxygène.

Il y a peu de temps que M. Gerhardt, en décomposant le chlorate potassique ar la chaleur et prenant les précautions convenables pour ne point perdre de roduits volatils autres que l'oxygène, a trouvé que l'équivalent du chlorure otassique était 75 fois plus grand que le demi-équivalent d'hydrogène = 6,25; l en avait conclu que l'équivalent du chlore était égal à 36 fois ce dernier poids n 450 relativement à l'oxygène. Cela est possible, probable même, mais l'est pas démontré et n'infirme en rien ce qui a été dit p. 443 et suiv. de ce vo-ume. Cela ne l'infirmerait même pas encore quand il serait prouvé que l'équi-alent du chlore est réellement 450.

Liste des équivalens nouvellement déterminés.

rgent. . . .	1349,	6600	Mariguac.
rsenic. . .	937,	5000	Pelouze.
ore. . . .	176,	3100	Clarke.
ore. . . .	175,	0800	Pelouze.

Azote. . . .	175, 0600	Marignac.
Azote. . . .	175, 0000	Dumas et Boussingault.
Azote. . . .	174, 0074	Th. Anderson.
Baryum.. . .	858, 0100	Pelouze.
Brôme. . . .	999, 6200	Marignac.
Calcium. . .	250, 9900	Dumas.
Calcium. . .	250, 3900	Erdmann et Marchand.
Carbone. . .	75, 8510	Liebig et Redtenbacher.
Carbone. . .	75, 7500	Fownes.
Carbone. . .	75, 2600	Clarke.
Carbone. . .	75, 0000	Dumas.
Chlore. . . .	443, 2800	Marignac.
Chlore. . . .	450, 0000	Gerhardt.
Chrôme. . .	328, 3900	Berlin.
Cuivre. . . .	396, 633 et 396,6060 . .	Erdmann et Marchand.
Fer.	350,27 à 350,3690	Berzélius.
Fer.	350, 0000	Svanberg et Norlin.
Fer.	349, 8090	Svanberg et Norlin.
Fer.	349,70 à 350,74	Svanberg et Norlin.
Iode.. . . .	1585, 9920	Marignac.
Mercure. . .	1251,293 à 1250,9000. . . .	Erdmann et Marchand.
Or.	2458, 8300	Erdmann et Marchand.
Or.	2458, 3300	Berzélius.
Phosphore. . .	400, 3000	Pelouze.
Plomb. . . .	1293, 2700	Clarke.
Potassium. . .	489, 3000	Pelouze.
Potassium. . .	488, 8570	Marignac.
Silicium. . .	88, 9400	Pelouze.
Sodium.. . .	287, 1700	Pelouze.
Soufre. . . .	200, 0900	Clarke.
Soufre. . . .	200, 0800	Berzélius.
Soufre. . . .	200,0450 à 200,0700	Erdmann et Marchand.
Uranium. . .	750, 0000	Péligot.
Strontium. . .	548, 0200	Pelouze.
Uranium. . .	725,00 à 750,00	Ramelsberg.
Uranium. . .	746, 3600	Wertheim.
Uranium. . .	742, 8750	Ebelmen.
Zinc. . . .	414, 000	Jacquelain.
Zinc. . . .	412, 395	Favre.
Zinc.. . . .	406, 591	Oxel. Erdmann

DIDYME.

On a donné ce nom à un nouveau métal qui accompagne le lanthane. Son istence, contestée par quelques chimistes, est trop douteuse pour que l'on en se l'histoire.

PELOPIUM.

M. Rose a donné le nom de pelopium à un métal qui ressemble au colombium, is qui n'est pas encore étudié (*Journal de ph.*, 3e série, 4e année, p. 30).

NIOBIUM.

Ce métal a été découvert tout récemment par M. Henri Rose dans les tantalites Bavière qui le renferment à l'état d'acide niobique et qui contiennent en outre autre acide qui se rapproche beaucoup de l'acide tantalique.

L'état de liberté, le *niobium* a l'apparence d'une poudre noire qui, lorsqu'on hauffe, entre en ignition et se transforme en acide niobique blanc. Il est attaqué un mélange d'azotate hydrique et de fluorure hydrique; il en est de même les vapeurs rutilantes; il n'est attaqué ni par l'eau régale ni par l'azotate drique, même à chaud.

On obtient ce corps en soumettant du per-chlorure de niobium à l'action de mmoniaque sèche, il se produit une élévation de température en même temps e la nouvelle combinaison jaunit; si on chauffe ensuite le produit formé, il ireit en laissant échapper des vapeurs de chlorure ammonique; on lave le résidu ne de l'eau pour enlever les dernières portions de chlorure et avoir le niobium re de tout corps étranger on ajoute un peu d'alcool dans l'eau de lavage afin que niobium ne filtre pas avec cette dernière.

Acide niobique. — Ce composé qui ressemble beaucoup à l'acide tantalique, nit des propriétés suivantes;

Lorsqu'on le chauffe, il entre en ignition et se colore en jaune, et redevient in- lore après le refroidissement; il jouit alors d'un grand éclat. Il se combine ec les alcalis à l'aide de la chaleur et en chasse même facilement l'acide carboni- ; il forme ainsi des niobates qui ont pour caractère d'être solubles dans l'eau; oxydes et les carbonates alcalins; cependant l'oxyde hydro-sodique et le car- nate sodique doivent être exceptés, car ils dissolvent difficilement l'acide nio- ique.

Les niobates sont précipités par le sulfate et le chlorure sodiques et par l'acé- hydrique.

Les niobates précipitent en jaune orangé par le chlorure ammonique; en ge, par le cyano-ferrure jaune de potassium; en jaune, par le cyano-ferruré ge de potassium; en rouge, par une infusion de noix de galle tant qu'il n'y a de sel hydrique organique fixe en présence; car dans ce cas la réaction n'au- pas lieu.

On obtient aussi un précipité bleu qui passe lentement au brun lorsque l'on ute une lame de zinc dans du niobate sodique dissous et acidifié par du chlorure du sulfate hydrique.

Le per-chlorure de niobium est incolore, infusible et peu volatil ; on l'obtient par l'action du chlore sur du charbon et de l'acide niobique.

M. Henri Rose fait remarquer que le poids du niobium est plus élevé que celui du tantale, si l'on admet la même formule pour les deux acides tantalique et niobique.

On voit que les propriétés du niobium et du tantale sont presque semblables et qu'il en est presque de même pour les acides tantalique et niobique. Il est donc probable que l'on doit placer le niobium à côté du tantale, c'est-à-dire dans le groupe des stannoïdes qui renferme l'étain et le titane ; corps avec lesquels il a aussi beaucoup de ressemblance.

CIRE DES PLANTES.

On sait depuis long-temps que les matières verte et rouge, qui colorent les feuilles des plantes, sont accompagnées d'une substance grasse. M. Mulder, en traitant les feuilles des plantes par l'éther, en a extrait une matière qui, lavée à l'alcool froid et redissoute à plusieurs reprises dans l'alcool bouillant jusqu'à ce qu'elle devienne incolore, a présenté tous les caractères d'une cire.

Elle est fusible à + 83°, insoluble dans l'eau, moins soluble dans l'alcool que dans l'éther, et saponifiable en partie par les alcalis. Elle a d'ailleurs la même composition ultime que la cire d'abeilles.

Des feuilles de graminées, de vigne et de lilas ont donné la même matière.

On a conclu de ces observations que la cire des plantes était identique à celle des abeilles. Cela ne peut être, car cette dernière cire a un point de fusion qui s'élève au plus à 68°. La cire des plantes diffère donc essentiellement de la cire des abeilles. Elle se rapproche de la cire de *carnauba* par son point de fusion et sa composition ; mais elle en diffère encore sensiblement.

Les observations de M. Mulder n'infirment donc en rien ce qui a été dit sur l'origine de la cire des abeilles p. 647 de ce volume. D'ailleurs ces insectes ne butinent point sur les feuilles des plantes, mais uniquement sur leurs fleurs.

OZONE.

Depuis quelques années l'attention des chimistes s'est portée sur une substance particulière, non encore isolée, mais connue par ses effets, à laquelle ils ont donné le nom d'ozone.

Ce corps est remarquable par son odeur forte et piquante et par des propriétés qui le classent dans le groupe des chloroïdes. Il se produit d'ailleurs dans des circonstances très multipliées et qui sont telles qu'il a été impossible jusqu'à ce jour de se former une idée de la composition de ce corps. On l'a regardé tour-à-tour, comme le radical de l'azote, comme un per-oxyde d'hydrogène ou comme une modification de l'oxygène.

Les conséquences les plus probables à déduire des expériences entreprises sur l'ozone sont celles-ci : 1° on a confondu sous le nom d'ozone des corps essentiellement différens, mais ayant quelque rapport ; ou bien, 2° l'hydrogène, l'azote, l'oxygène et même le carbone ne sont point des corps élémentaires, ils peuvent tous se décomposer de manière à donner naissance à un produit unique, qui est l'ozone.

Il faut attendre de nouvelles expériences pour se permettre d'avoir une opinion arrêtée sur cette matière.

Le résumé suivant extrait de l'*Annuaire de chimie* de MM. Millon et Reiset (1846) p. 74 et suiv., donnera une idée des expériences entreprises sur l'ozone.

« M. Schœnbein a pensé tout d'abord qu'il avait décomposé l'azote de l'air, et mis à nu un radical particulier, l'*ozone*, analogue au chlore.

Les principaux phénomènes attribués à ce radical ont fait supposer un moment qu'ils appartenaient à un composé nitreux. Des expériences plus récentes ont repoussé cette supposition ; on a été conduit à admettre l'existence d'un suroxyde d'hydrogène gazeux, tout-à-fait différent de l'eau oxygénée ; enfin, MM. de la Rive et de Marignac ont publié une expérience qui ne permettrait guère de voir dans l'ozone que de l'oxygène modifié : c'est un sentiment que M. Schœnbein ne partage pourtant pas; il paraît s'en tenir à la production d'un suroxyde d'hydrogène.

« L'iodure de potassium incorporé à l'amidon est le réactif de l'ozone; la coloration de ce mélange déposé à la surface d'un papier, à la manière de la teinture de tournesol, est devenue l'objet d'observations très minutieuses, que nous ne saurions reproduire. Nous nous bornerons à citer quelques faits parmi les plus importans ; et pour donner une idée de la manière dont ce sujet a été traité expérimentalement, nous reproduirons le travail de M. de Marignac et la note qui lui est commune avec M. de la Rive.

Expériences de M. de Marignac.

« 1° La production de l'ozone, lors de la décomposition par la pile de l'eau chargée d'acide sulfurique, est indépendante de la présence de l'azote. L'expérience se faisait dans un appareil tenant exactement le vide, où aucune trace d'air ne pourrait rentrer; et après avoir marché plusieurs jours, lorsque le quart environ de l'eau avait été décomposé et chassé à l'état de gaz, l'odeur d'ozone était exactement la même qu'au premier instant, lorsque le courant voltaïque avait la même intensité. Il faut seulement avoir soin de maintenir à une basse température le flacon dans lequel s'opère la décomposition ; car, comme M. de la Rive l'a montré depuis long-temps, l'odeur d'ozone disparaît lorsque l'eau s'échauffe.

« 2° En faisant bouillir le per-oxyde de plomb avec de l'acide sulfurique étendu d'eau, on observe la plupart des phénomènes indiqués par M. Schœnbein, avec cette différence, toutefois, que l'odeur qu'il attribue à de l'ozone a paru être celle de l'acide nitreux, ce qui a semblé comfirmé par l'action que le gaz exerçait sur le papier de tournesol, qui était rougi et non décoloré. La production de cet acide nitreux s'interrompait dès qu'on cessait d'injecter de l'air dans le mélange en ébullition.

« Le moyen qui a paru le plus commode pour obtenir l'ozone consiste à diriger un courant d'air, au moyen d'un gazomètre, au travers d'un tube de 1 mètre de long et de 6 millimètres de diamètre, renfermant dans sa longueur une série de bâtons de phosphore.

« 3° C'est au moyen de cet appareil qu'ont été faites les expériences suivantes sur les circonstances dans lesquelles se produit l'ozone, et sur les propriétés de l'air qui en est chargé.

« 4° L'air parfaitement sec ne produit pas d'ozone, le phosphore se recouvre

d'une croûte blanche, probablement d'acide phosphorique; le gaz a une odeur simplement phosphoreuse et sans action sur l'amidon mêlé d'iodure de potassium.

« 5° L'air complétement désoxygéné par son passage sur du cuivre chauffé au rouge, ne produit pas d'ozone avec le phosphore. Dès que tout le cuivre est oxydé, l'odeur d'ozone se manifeste, et bien que l'air ne renferme que très peu d'oxygène, de telle sorte qu'un corps enflammé s'y éteigne à l'instant, la formation de l'ozone paraît aussi abondante qu'avec l'air ordinaire.

« 6° L'oxygène pur ne produit pas d'ozone; le gaz n'a que l'odeur du phosphore; il est sans action sur l'amidon mêlé d'iodure.

« 7° L'azote obtenu par l'ébullition du nitrite de potasse avec le chlorhydrate d'ammoniaque ne produit pas d'ozone. Un mélange artificiel d'une partie d'oxygène et de quatre parties d'azote, donne lieu à la production de l'ozone, comme l'air atmosphérique.

« 8° Une trace d'acide nitreux, à peine sensible à l'odorat, répandue dans l'air, empêche complétement la production de l'ozone. Le papier bleu de tournesol rougit alors, à cause de la présence de l'acide nitreux, mais ne se décolore pas.

« 9° L'acide carbonique pur, passant sur le phosphore, ne produit point d'ozone. Mais un mélange de 1 pour 100 d'oxygène avec 3 ou 4 pour 100 d'acide carbonique donne lieu à la production de ce corps, comme le mélange d'oxygène et d'azote; toutefois la production paraît moins abondante. Si après avoir constaté l'efficacité du mélange gazeux, on en soustrait l'acide carbonique par la potasse, l'ozone cesse de se produire.

« 10° L'hydrogène seul ne produit pas d'ozone; mais, dès qu'on y mêle une petite quantité d'oxygène, aussitôt le gaz, en passant sur le phosphore, produit d'épaisses fumées; une très forte odeur d'ozone se manifeste, l'amidon mêlé d'iodure est bleui instantanément. La production de l'ozone par ce mélange d'hydrogène et d'oxygène a paru bien plus abondante qu'avec l'air atmosphérique. Mais l'abondance de la fumée et l'échauffement du phosphore faisant craindre qu'il ne s'enflammât et ne déterminât l'explosion du mélange gazeux, l'étude de ce procédé a été abandonnée.

« 11° L'air ozonisé, qu'il soit humide ou parfaitement sec, perd entièrement son odeur et ses propriétés particulières, en passant au travers d'un tube chauffé à une température de 300° ou 400.

« 12 L'ozone ne paraît subir aucune absorption ni altération de la part de l'eau, de l'acide sulfurique concentré, du chlorure de calcium, de l'ammoniaque et de l'eau de baryte.

« 13° L'ozone est absorbée avec la plus grande facilité par l'iodure de potassium en dissolution; bientôt la liqueur jaunit, une portion de l'iode est mise en liberté et entraînée par le courant d'air. Lorsque tout l'iodure est décomposé, la liqueur redevient incolore, et l'odeur de l'ozone reparaît.

« Il a fallu ainsi un mois pour décomposer entièrement la dissolution de deux grammes d'iodure de potassium; l'appareil marchait continuellement jour et nuit, le gazomètre faisant circuler 100 à 120 litres d'air par 24 heures. Au bout de ce temps, la liqueur était redevenue incolore, elle ne renfermait plus du tout d'iodure; il a été impossible d'y reconnaître autre chose qu'un mélange d'iodate et de carbonate de potasse

« 14° L'ozone est facilement absorbé par les métaux. Ainsi, en faisant passe

l'air ozonisé au travers d'un petit tube de 10 à 12 centimètres de longueur, rempli d'argent pur et poreux, tel qu'on l'obtient par la calcination et le grillage de l'acétate, cet air perd complétement son odeur et ses propriétés, et l'argent se transforme en une matière d'un brun noir. Mais la présence de l'humidité est indispensable; si l'air ozonisé est complétement desséché par son passage au travers de plusieurs tubes remplis de ponce sulfurique, il ne cède rien à l'argent, ni au cuivre, ni même au zinc; l'odeur d'ozone ne disparaît plus.

« Si l'air ozonisé arrive sur l'argent sans être desséché, mais seulement débarrassé des acides du phosphore par son passage au travers de tubes remplis de ponce imbibée d'eau, l'argent se transforme en une matière noire, qui, par la dessiccation dans le vide, prend une couleur brun olive. Cette substance, introduite dans un tube de verre et chauffée au rouge, reproduit de l'argent métallique en dégageant un gaz incolore, inodore, qui à tous les caractères de l'oxygene pur.

« Si, avant que d'arriver sur l'argent, l'air ozonisé n'est qu'imparfaitement desséché par son passage au travers de l'acide sulfurique, l'ozone peut être encore absorbé par l'argent. Mais celle-ci se transforme en une matière brune qui semble être un per-oxyde d'argent; en effet, cette substance, mise en contact avec de l'eau, produit une vive effervescence en dégageant de l'oxygène, après quoi le résidu présente tous les caractères de l'oxyde d'argent ordinaire.

« La production continue de l'ozone, lors de la décomposition de l'eau par la pile, et sa formation au contact du phosphore avec un mélange d'oxygène et d'acide carbonique, ou d'oxygène et d'hydrogène, prouvent suffisamment que l'azote n'est pour rien dans ces phénomènes. Il est clair que c'est à l'oxygène réel, ou à quelques composés particuliers d'oxygène et d'hydrogène qu'on doit les attribuer; mais de nouvelles expériences pourront, seules, décider cette question. »

Note de MM. de la Rive et de Marignac.

« MM. de la Rive et de Marignac ont fait passer à travers un tube un courant d'oxygène parfaitement pur et sec; puis, au moyen de deux pointes de platine, ils ont transmis, à travers cet oxygène, une série d'étincelles électriques, provenant d'une machine ordinaire; l'oxygène a aussitôt manifesté les propriétés de l'ozone, il a acquis cette odeur pénétrante et nauséabonde qui le caractérise, il b'euit fortement l'iodure de potassium, etc. Ainsi, en s'en tenant aux résultats mêmes de cette expérience, on conclurait que l'ozone ne provient que de l'oxygène, et pour en avoir la manifestation, le moyen le plus simple et le plus direct est de faire passer à travers l'oxygène une succession d'étincelles électriques.

« D'après M. Schœnbein, le moyen le plus commode et le plus expéditif de se procurer l'ozone, consiste à exposer du phosphore à l'action simultanée de l'air confiné et de l'eau chauffée de 28 à 30 degrés; on introduit dans de grands ballons plusieurs morceaux de phosphore qui trempent à moitié dans l'eau; au bout de douze heures on retire le phosphore et l'eau acide, on lave à l'eau distillée le ballon qui reste néanmoins chargé d'air *ozonisé*. L'odeur caractéristique se fait sentir et disparaît tout d'un coup si l'on introduit une solution de cyanure jaune de fer et de potassium. En agitant successivement cette solution saline dans plusieurs ballons ainsi préparés, on peut convertir assez promptement 5 grammes de cyanure jaune cristallisé en cyanure rouge.

« M. Schœnbein a signalé encore plusieurs phénomènes qui semblent se ratta-

cher à l'ozone; en examinant les produits de la combustion de la vapeur d'éther mélangée à l'air atmospherique ; il a trouvé qu'indépendamment des produits connus, tels que les acides acétique, formique, l'aldéhyde, etc., il se développe un principe éminemment oxydant et blanchissant.

« Ce principe décompose l'indigo, l'iodure de potassium, et même le bromure, quoique avec lenteur. Au contact de l'eau, il convertit l'iode en acide iodique, l'acide sulfureux en acide sulfurique, le protoxyde de fer en per-oxyde, et oxyde même le sulfure de plomb. On obtient des résultats analogues quand un jet d'hydrogène brûle dans l'air atmosphérique. La flamme d'une chandelle ordinaire et divers corps en combustion laissent dégager le même principe, ou du moins un principe également oxydant. »

FIN DU TOME DEUXIÈME ET DERNIER.

TABLE ALPHABÉTIQUE DES MATIÈRES.

Afin de faciliter les recherches, et pour ne point placer un même nom en deux endroits, les singuliers ont été réunis avec les pluriels.

Les chiffres romains indiquent les volumes; les chiffres arabes désignent les pages.

A

Absinthine, II, 981.

Acétal, II, 504.

Acétates, II, 511; — ammonique, 520; — amyléthérique, 593; — atropique, 810; — barytique, 518; — calcique, 517; — cobaltique, 516; — cuprique, 516; — d'amylène (voy. *Acétate amyléthérique*), 593; — de fer (voy. *Acétate ferrique*), 515; — de per-oxyde de fer (voy. *Acétate sous-ferrique*), 515; — de plomb (voy. *Acétate plombique*), 518; — de potasse (voy. *Acétate potassique*), 520; — d'alumine (voy. *Acétate sous-aluminique*), 514; — d'oxyde d'éthyle (voy. *Acétate éthérique*), 540; — éthérique, 540; — ferrique, 515; — hémi-mercurique, 521; — hydrique, 511; — manganique, 515; — mercuriques, 521; — méthénique ou méthylique, 492; — monohydrique, 511; — morphique, 792; — narcotique, 796; — plombique, 518; — plombo-bi-plombique, 519; — potassique, 520; — sesqui-basique de cuivre, 517; — sesqui-basique de plomb, 518; — sodique, 521; — strontique, 518; — sous-aluminique, 514; — sous-ferrique, 515; — tribasique de cuivre, 517; — tribasique de plomb, 519.

Acétène chloré (voy. *Chloréther*), II, 531.

Acétites, II, 523.

Acétites (voy. *Acétates*), II, 511; — d'alumine (voy. *Acétate sous-aluminique*), 514; — de fer (voy. *Acétate ferrique*), 515; — de potasse (voy. *Acétate potassique*), 520; — normal (voy. *Aldéhyde*), 521.

Acétone, II, 556.

Acétones, II, 464.

Acides, I, 72 et 74; — acéteux (voy. *Acétate hydrique*, II, 511; — acétique cristallisable (voy. *Acétate monohydrique*), 511; — aconitique (voy. *Aconitate hydrique*), 678; — acrylique (voy. *Acrylate hydrique*), 568; — aérien (voy. *Acide carbonique*), 521; — aldéhydique (voy. *Acétites*), 523; — althyonique, 534; — ambréique, 649; — amniotique (voy. *Allantoïne*), 836; — anisique (voy. *Anisate hydrique*), 741; — antimonieux, I, 703; — antimonieux (voy. *Acide antimonique*), 705; — antimonique, 706; — antimonique anhydre (voy. *Acide antimonique*), 706; — antimonique hydraté (voy. *Antimoniate hydrique*), 706; — antimonique, 705; — arsénieux, 687; — arsénique, 696; — aurique, II, 835; — azoléique (voy. *OEnanthylate hydrique*), 621; — azoteux, I, 489; — azotique, 493; — azotique (voy. *Azotate hydrique*), 493; — azotosique, 490; — benzoïque (voy. *Benzoate hydrique*), II, 706; — bismutheux, I, 716; — boracique (voy. *Borate hydrique*), II, 5; — borique, 4; — borique anhydre (voy. *Acide borique*), 4; — borique hydraté (voy. *Borate hydrique*), 5; — borique (voy. *Borate hydrique*), 5; — bromique, I, 634; — butyrique (voy. *Butyrate hydrique*), II, 570; — camphique anhydre, 739; — camphorique (voy. *Camphate hydrique*), 738; — carbonique, I, 521; — cétylique (voy. *Cétate hydrique*), II, 597; — chloracétique (voy. *Chloracétate hydrique*), 532; — chlorantimonieux, I, 713; — chlorantimonique, 715.

Acides chloraurique, II, 336; — chlorazotique, I, 616; — chloreux, 622; — chloreux (voy. *Acide chlorosique*), 624; — chloreux (voy. *Acide hyper-chloreux*), 619; — chlorhydrique (voy. *Chlorure hydrique*), 609; — chlorique, 626; — chlorique (voy. *Chlorate hydrique*, 626; — chlorique oxygéné (voy. *Hyper-chlorate hydrique*), 629; — chloro-bismutheux, 717; — chloro-borique, II, 7; — chloro-chlorique, I, 627; — chloro-palladique, II, 357; — chloro-perchlorique, I, 630; — chloro-phosphoreux, 680; — chloro-phosphorique, 680; — chloro platinique, II, 349; — chloro-silicique, 15; chlorosique, I, 624; — chloro-stannique, II, 377; — chloro-sulfurique, I, 578; — chloro-titanique, II, 381; — chloro-tungstique, 40; — chloro-valérisique (voy. *Chloro valériate hydrique*), 591; — chloro-valérisique (voy. *Chloro-valérisate hydrique*), 591; — chloroxychrómique, 33; — cholestérique, 651; — chrómique, 32; — cinnamique voy. *Cinnamates*), 713; — citraconique anhydre, 679; — citribique (voy. *Acide citraconique anhydre*), 679; — citricique (voy. *Itaconate hydrique*), 679; — citridique (voy. *Aconitate hydrique*), 678; — cocinique (voy. *Cocinate hydrique*), 623; — cocostéarique (voy. *Cocinate hydrique*), 623; — colombeux, 99; — crayeux (voy. *Acide carbonique*, I, 521; — croconique, 517; — cyanhydrique (voy. *Cyanure hydrique*, 647; — cyanique (voy. *Cyanate hydrique*), 655; de l'oseille (voy. *Oxalate tri-hydrique*), 519; — draconique (voy. *Anisate hydrique*), 741; — du benjoin (voy. *Benzate hydrique*), II, 706; — du borax (voy. *Borate hydrique*), 5; — du nitre (voy. *Azotate hydrique*), I, 493; — du salpêtre (voy. *Azotate hydrique*), 493; — du succin (voy. *Succinate hydrique*), II, 617; — du tartre (voy. *Tartrate hydrique*), 683; — du vinaigre (voy. *Acetate hydrique*), 511; — élaïdique voy. *Elaïdate hydrique*), 606; — élaïodique (voy. *Elaïodate hydrique*), 621; — équisétique (voy. *Aconitate hydrique*), 678; — érythrique (voy. *Alloxane*), 836; — éthalique (voy *Cétate hydrique*), 597; — éthéro-sulfurique (voy. *Sulfate éthe-hydrique*), 533; — éthionique, 534; — eugénique, 745; — ferrique, 50; — ferro-cyanhydrique (voy. *Cyanure ferro-hydrique*), I, 653; — fluo-borique, II, 7; — fluo-chrómique, 33; — fluhydrique (voyez *Fluorure hydrique*), I, 642; — fluorique (voy. *Borure hydrique*), 642; — fluo-silicique, II, 16; — formique (voy. *Methate hydrique*), 487; — fumarique (voy. *Paramaléate hydrique*), 681; — gallique (voy. *Gallate hydrique*), 697; — heptachlorique (voy. *Hyper-chlorate hydrique*), I, 629; — hippurique (voy. *Hippurate hydrique*), I, 710; — hydrochlorique (voy. *Chlorure hydrique*), I, 609; — hypo-chlorique (voy. *Acide chlorosique*), 624; — hydro-cyanique (voy. *Cyanure hydrique*), 647; — hydro-ferro-cyanique (voy. *Cyanure ferro-hydrique*), 653; — hydro-fluo-borique (voy. *Fluo-borure hydrique*, II, 8; — hydro-fluorique (voy. *Fluorure hydrique*), I, 642; — hydro-fluo-silicique (voy. *Fluo-siliciure hydrique*), II, 17; — hydroléique (voy. *Hydroléate hydrique*), 619; — hydro-margarique (voy. *Hydromargarate hydrique*), 619; — hydro-margaritique (voy. *Hydro-margaritate hydrique*), 619; — hydro-phtorique (voy. *Fluorure hydrique*), I, 642; — hydro-sulfurique (voy. *Sulfure hydrique*), 501; — hyper-chlorique (voy. *Hyper-chlorate hydrique*), 629; — hyper-manganique, II, 87; — hypo-chloreux, I, 619; — hypo-nitrique (voy. *Acide azotosique*), 490; — hypo-phosphoreux (voy. *Hypophosphite di-hydrique*), 672; — hypo-sulfurique (voy. *Hypo-sulfate hydrique*), 505; — iodo-sulfurique, 578; — iodeux, 639; — iséthionique, II, 534; — japonique, 696; — lactique anhydre, 581; — lactique (voy. *Lactate hydrique*), 583; — lampique (voy. *Acétites*), 523; — maléique (voy. *Maléate hydrique*), 681; — malique (voy. *Malate hydrique*), 679; — manganique, 86; — margarique (voy. *Margarate hydrique*), 609; — margaritique (voy. *Margaritate hydrique*), 621; — marin (voy. *Chlorure hydrique*), I, 609; — marin déphlogistiqué (voy. *Chlore*), 603; — mécouique (voy. *Méconate hydrique*), II, 699; — mélangallique, 698; — mellitique, I, 517; — méphitique (voy. *Acide carbonique*), 521; — métagallique, II, 898; — métamargarique (voy. *Métamargarate hydrique*), 619; — métaphosphorique (voy. *Phos-*

phate monohydrique), I, 676 ; — métastannique (voy. *Metastanate sehydrique*), II, 370 ; — méthionique, 534 ; — méto-léique (voy. *Métaléate hydrique*), 619 ; — molybdique, 38 ; — muricique (voy *Muca e hydrique*), 582 ; — muriatique (voy. *Chlorure hydrique*), I, 609 ; — muriatique oxygéné (voy. *Chlore*), 603 ; — nancéique (voy. *Lactate hydrique*), II, 583 ; — nitreux (voy. *Acide azotosique*), I, 490 ; — nitreux (voy. *Acide azoteux*, 489 ; — nitrique (voy. *Azotate hydrique*), 493 ; — nitroso-nitrique (voy. *Acide azotosique*), 490 ; — œnanthylique (voy. *Oenanthylate hydrique*), II, 621 ; — oléique (voy. *Oléate hydrique*), 601 ; — organiques, 452 ; — osmieux, 361 ; — osmique, 361 ; — oxalique, I, 519 ; — oxalique (voy. *Oxalate tri-hydrique*), 519 ; — palludique, II, 856 ; — palmitique (voy. *Cétate hydrique*), 597 ; — paramaléique (voy. *Paramaléate hydrique*), 681 ; — paratartrique (voy. *Paratartrate hydrique*), 691 ; — pectique, 870 ; — per-chlorique (voy. *Hyper-chlorate hydrique*), I, 629 ; — per-chromique, II, 84 ; — phocénique (voy. *Phocénate hydrique*), 579 ; — phospho-glycérique (voy. *Phosphate glycer-hydrique*), 567 ; — phosphoreux, I, 673 ; — phosphoreux (voy. *Phosphite hydrique*), 674 ; — phosphoreux anhydre (voy. *Acide phosphoreux*), 673 ; — phosphorique, 675 ; — phosphorique anhydre (voy. *Acide phosphorique*), 675 ; — phosphorique ordinaire (voy. *Phosphate tri-hydrique*), 677 ; — prussique (voy. *Cyanure hydrique*), 647 ; — prussique ferruré (voy. *Cyanure ferro-di-hydrique*), 653 ; — pyrocitrique (voy. *Itaconate hydrique*), II, 679 ; — pyro-phosphorique (voy. *Phosphate bi-hydrique*), I, 677 ; — racemique (voy. *Paratartrate hydrique*), II, 691 ; — rhodizonique, I, 547 ; — ricinique (voy. *Ricinate hydrique*), II, 621 ; — salicyleux (voy. *Hydrure de salicyle*), 672 ; — sébacique (voy. *Sébate hydrique*), 608 ; — pyrogallique, 898 ; — rubinique, 686 ; — sélénieux, I, 598 ; — sélénique, 599 ; — silicique, II, 11 ; — stannique, 369 ; — stannique brun, 369 ; — stannique blanc, 370 ; — stannique (voy. *Stannate hydrique*), 372 ; — stannique (voy. *Meta-stannate sehydrique*), 370 ; — stéarique (voy. *Stéarate hydrique*), 612 ; — subérique (voy. *Subérate hydrique*), 616 ; — succinique (voy. *Succinate hydrique*), 617 ; — sulfantimonieux, I, 707 ; — sulfantimonique, 710 ; — sulfarsénieux, 698 ; — sulfarsénique, 699 ; — sulfhydrique (voy *Sulfure hydrique*), 567 ; — sulfo-bismutheux, 717 ; — sulfo-carbonique, 571 ; — sulfoglycérique (voy. *Sulfate glicer-hydrique*), II, 566 ; — sulfo-molybdique, 38 ; — sulfostannique, 375 ; — sulfo-tungstique, 40 ; — sulfovinique (voy. *Sulfate éther-hydrique*), 538 ; — sulfureux, I, 574 ; — sulfurique, 576 ; — sulfurique anhydre (voy. *Acide sulfurique*), 576 ; — sulfurique (voy. *Sulfate monohydrique*), 580 ; — sulfurique concentré (voy. *Sulfate monohydrique*), 580 ; — sulfurique cristallisable (voy. *Sulfate di-hydrique*), 592 ; — sulfurique de Saxe (voy. *Bi-sulfate hydrique*), 591 ; — sulfurique de Nordhausen (voy. *Bi-sulfate hydrique*), 591 ; — sulfurique fumant (voy. *Bi-sulfate hydrique*), 591 ; — sulfurique glacial (voy. *Bi-sulfate hydrique*), 591 ; — tannique (voy. *Tannin*), II, 696 ; — tartrique anhydrique, 692 ; — tartarique (voy. *Tartrate hydrique*), 683 ; — tellureux, I, 600 ; — tellurique, 601 ; — thannique (voy. *Paratartrate hydrique*), II, 691 ; — titanique, 381 ; — tungstique, 40 ; — uraneux, 98 ; — urique (voy. *Urate hydrique*), 831 ; — vitriolique (voy. *Sulfate monohydrique*), I, 580 ; — zumique (voy. *Lactate hydrique*), II, 583.

Acier, II, 68.

Acier (Trempe d'), II, 72 ; — corroyé, 71 ; — damassé, 70 ; — d'Allemagne, 69 ; — de cémentation, 69 ; de Damas, 70 ; — de fonte, 68 ; — d'étoffe, 71 ; — de l'Inde, 70 ; — fondu, 70 ; — naturel, 69 ; — Wootz, 70.

Aconitates, II, 678.

Aconitate hydrique, II, 678.

Aconitine, II, 821.

Acroléine, II, 567.

Acrylate barytique, II, 568 ; — hydrique, 568 ; — plombique, 568 ; — sodique, 568.

Adipates, II, 615.

Adipate hydrique, II, 616.

Adipés, II, 601.

Adipocire biliaire, II, 650.

Æthyle, II, 494.

Affinité chimique, I, 210.

Agens chimiques, II, 479.

Aimant (voy. *Quadroxyde ferrique*), II, 48.
Air atmosphérique (voy. *Atmosphère terrestre*), I, 537; — déphlogistiqué (voy. *Oxygène*), 441; — du feu (voy. *Oxygène*), 441; — éminemment respirable (voy. *Oxygène*), 441; — fixe (voy. *Acide carbonique*), 521; — inflammable (voy. *Hydrogène*), 446; — pur (voy. *Oxygène*), 441; — vicié (voy. *Azote*), 480; — vital (voy. *Oxygène*), 441.
Alabastrum (voy. *Antimoine*), I, 700.
Alantine (voy. *Inuline*), II, 867.
Albumine, II, 884.
Alcalis, II, 783.
Alcaligène (voy. *Azote*), I, 480.
Alcali dulcifié (voy. *Carbonate potassique*), II, 210; — fixe (voy. *Carbonate potassique*), 210; — minéral aérien (voy. *Carbonate sodique*), 276; — du tartre (voy. *Carbonate potassique*), 210; — végétal (voy. *Carbonate potassique*), 210; — végétal (voy. *Hydrate potassique*), 197; — volatil aérien (voy. *Sesqui-carbonate ammonique*), 260; — volatil concret (voir *Sesqui-carbonate ammonique*), 260.
Alcaloïde, II, 457.
Alcaloïdes des chelidonia, II, 799; — du cinchona, 801; — des colchicacées, 819; — des ombellifères, 832; — des papavéracées, 788; — des renonculacées, 821; — des solanées, 809; — des strychnées, 814.
Alcool, II, 494.
Alcool absolu, II, 504; — amylique (voy. *Amylol*), 590.
Alcool mésitique (voy. *Acétone*), II, 556.
Alcoolacés, II, 459.
Alcoolats, II, 510.
Alcooloïdes, II, 459.
Alcools, II, 459.
Alizarine, II, 770.
Aldéhyde, II, 463.
Aldéhyde, II, 522.
Aldéhydates (voy. *Acétites*), II, 523.
Aldéhyde de la série valérique (voy. *Valéral*), II, 593.
Allantoïne, II, 836.
Alliages d'argent, II, 292; — de cuivre, 128; — d'étain, 366; — d'or, 333; de plomb, 180.
Alloxane, II, 836.
Alloxanthine, II, 838.
Aluminides, II, 18.
Aluminium, II, 19.
Alumine (voy. *Oxyde d'aluminium*), II, 20, — hydratée (voy. *Hydrate alumnique*), 22.
Alums, II, 383.
Alun (voy. *Sulfates*), I, 578; — ammonique, II, 389; — chromico-potassique, 389; — ferrico-potassique, 39; — manganico-potassique, 390; — potassique, 385; — sodique, 389.
Alquifoux (voy. *Équi-sulfure plombique*), II, 184.
Amalgames, II, 311.
Amalgame d'ammonium, II, 257.
Amandine (voy. *Émulsine*), II, 88.
Amanitine, II, 981.
Amarytherine, II, 768.
Ambréine, II, 649.
Amer du lichen d'Islande, II, 99; — de scille (voy. *Scillitine*, 943; — de scordium, 931.
Amide (voy. *Amydogène*), II, 240.
Amidogène, II, 240.
Amidure argentique, II, 296; — potassique, 210.
Ammigène (voy. *Amydogène*), II, 240.
Ammoniac (voy. *Ammoniaque*), I, 488.
Ammoniaque, II, 242.
Ammoniaque, I, 498; — bromée, 662; chlorée, 660; — hydro-potassique, II, 210; — iodée, I, 661; — potassique, II, 209.
Ammonium, II, 239.
Ammonium, II, 244.
Amygdalates, II, 710.
Amygdaline, II, 709.
Amylés, II, 856.
Amylés, II, 589.
Amylés (tableau du groupe des), II, 594.
Amyle, II, 589.
Ammyle (voy. *Amydogène*), II, 240.
Amylène, II, 589.
Amyléther, II, 592.
Amylol, II, 590.
Analyse chimique, I, 67.
Anatase (voy. *Acide titanique*), II, 381.
Anhydrides, II, 452.
Anhydrite (voy. *Karstenite*), II, 160.
Anisate hydrique, II, 741.
Anisés, II, 740.
Anisine ou anisyle, II, 741.
Anisoïne, II, 741.

Anisole, II, 741.
Antiarine, II, 984.
Antimoine, I, 700; — blanc (voy. *Acide antimonieux*), 704.
Antimonieux (voy. *Acide sulfantimonieux*), I, 707.
Antimoine métallique (voy. *Antimoine*), I, 700; — oxydé (voy. *Acide antimonieux*), 704; — oxydé (voy. *Acide antimonique*), 705; — sulfuré (voy. *Acide sulfantimonieux*), 707; — terreux (voy. *Acide antimonosique*), 705.
Antimoine (voy. *Acide sulfantimonieux*, I, 707.
Antimonium (voy. *Acide sulfantimonieux*), I, 707.
Antimonium (voy. *Antimoine*), I, 700.
Antimonammoniaque, I, 703.
Antimoniate hydrique, I, 706; — potassique, II, 233.
Apatite (voy. *Phosphate tri-calcique*), II, 165.
Apiarine, II, 825.
Appareils électriques de M. Becquerel, 356; — du docteur Bird, I, 358.
Appendice à la chimie minérale, II, 333; — aux balsamés, 715; — aux benzés, 709; — aux composés de soufre et d'antimoine, I, 710; — aux stannates, II, 378.
Applications de la chimie (Observations sur les), I, 336; — de la chimie aux arts industriels, 335; — de la chimie à l'agriculture, 335; — de la chimie aux sciences médicales, 334; — de la chimie aux sciences naturelles, 332.
Apthalose (voy. *Sulfate potassique*), II, 214.
Aquila-alba (voy. *Équi-chlorure mercurique*), II, 316.
Arabine, II, 853.
Arcanum duplicatum (voy. *Sulfate potassique*), II, 214.
Aricine, II, 808.
Argent, II, 290.
Argent, son extraction, II, 302 — sa purification, 309; — corné (voy. *Chlorure argentique*), 294; — fulminant (voy. *Amidure argentique*), 296; — fulminant (voy. *Fulminate argentique*, 300; — sulfuré (voy. *Sulfure argentique*), 294; — vitreux (voy. *Sulfure argentique*), 294.
Argyride, II, 290.
Argyroïdes, II, 290.
Argyrose (voy. *Sulfure argentique*), II, 294.
Arragonite, II, 159.
Arséniammoniaque, I, 683.
Arsenic, I, 683.
Arsenic (voy. *Acide arsénieux*), I, 687; — blanc (voy. *Acide arsénieux*), 687; — métallique (voy. *Arsenic*), 683.
Arsenicum (voy. *Acide sulfo-arsénieux*), I, 698.
Arséniates, I, 696; — ammoniques, II, 269; — argentiques, 301; — calciques, 167; — cobaltique, 106; — de fer, 62; — éthériques, 535; — éthéro-métalliques, 535; — plombiques, 190; — potassico-bi-hydriqué, 232.
Arsénites, I, 694; — ammonique, II, 268; — calcique, 168; — cuprique, 127; — de cuivre (voy. *Arsénite cuprique*), 127.
Arséniure cobaltique, II, 104; — d'hydrogène, I, 684; — nickelique, II, 110.
Arthanitine, II, 982.
Asarine, II, 825.
Atmosphère terrestre, I, 537.
Atmosphère (instabilité de l'), I, 555.
Atomes, I, 8.
Atomes (détermination du poids relatif des), I, 260; — (moyens employés pour déterminer les nombres relatifs des), 262; — (moyens employés pour déterminer les rapports numériques des poids des), 261.
Atramentum sutorii (voy. *Sulfate équi-ferrique*), II, 58.
Atropine, II, 809.
Auripigmentum (voy. *Acide sulfarsénieux*), I, 698.
Axonge (voy. *Graisse de porc*), II, 628.
Azadirine, II, 825.
Azélates, II, 615; — hydrique, II, 616; — hydrique (voy. *Sébate hydrique*), 608.
Azoléates, II, 615; — hydrique, 615.
Azolitmine, II, 765.
Azotate ammonique, II, 265; — argentique, 298; — atropique, 810; — barytique, 177; — bismuthique, I, 718; — brucique, II, 818; — cadmique, 150; — calcique, 165; — chrómique, 35; — conique, 823; — cuprique, 127; — de baryte (voy. *Azotate barytique*), 177; — de bi-oxyde de mercure (voy. *Azotate hémi-mercurique*), 327; — de bismuth

(voy. *Azotate bismuthique*), I, 718; — de chaux (voy. *Azotate calcique*), II, 165; — de fer, 61; — de magnésie (voy. *Azotate magnésique*), 140; — de mercure (voy. *Azotate mercurique*), 326; — de per-oxyde de fer (voy. *Azotate sous-ferrique*), 61; — de plomb (voy. *Azotate plombique*), 188; — de potasse (voy. *Azotate potassique*), 219; — de strontiane (voy. *Azotate strontique*), 171; — équi-cobaltique, 105; — équi-ferrique, 61; — éthérique, 538; — ferreux (voy. *Azotate équi-ferrique*), 61; — ferrique (voy. *Azotate sous-ferrique*), 61; — hémi-mercurique, 327; — hydrique, I, 498; — manganésique, II, 140; — mercurique, 326; — méthérique ou méthylique, 490; — morphique, 792; — palladique, 357; — plombique, 188; — potassique, 219; — quadri-bismuthique, I, 718; — sodique, II, 283; — sous-ferrique, 61; — sous uranique, 94; — strontique; 171; — strychnique, 816; — uréique, 834, — zincique, 147.

Azote, I, 480.

Azotide (voir *Acide azotosique*), I, 490.

Azotites, I, 490; — éthérique, II, 538.

Azotoïdes, I, 659.

Azotoïdures potassiques, II, 209.

Azoture ammoniacal de potassium (voy. *Amidure potassique*), II, 210; — de brôme (voy. *Ammoniaque brômée*), I, 661; — d'iode (voy. *Ammoniaque iodée*), 661; — de potassium (voy. *Ammoniaque potassique*), II, 209.

Azur, II, 107.

Azurite, II, 124.

B

Bains, I, 341; — d'huile, 341; — de sable, 341; — de vapeur, 341, — marie, 341.

Balsamés, II, 700.

Baryum, II, 173.

Baryte (voy. *Equi-oxyde barytique*), II, 173.

Baryta (voy. *Equi-oxyde barytique*), II, 173.

Baryte carbonatée (voy. *Carbonate barytique*), II, 176; — cristallisée (voy. *Hydrate barytique*), 175; — sulfatée (voy. *Sulfate barytique*), 176.

Barytine (voy. *Sulfate barytique*), II, 176.

Bases, I, 72 et 76.

Bassorine, II, 855.

Baumes, II, 470; — de copahu (voy. *Térébenthine de copahu*), 784; — de Tolu, 716; — du Pérou, 716.

Bébérine, II, 825.

Benjoin, II, 715.

Benzaldol normal (voy. *Benzoate éthérique*), II, 544.

Benzamide, II, 707.

Benzate hydrique, II, 706.

Benzates, II, 706.

Benzène, II, 700; — 702; — (vin), 701.

Benzés, II, 70.

Benzide, II, 703; — solide (voy. *Benzoïne*), 705; — liquide (voy. *Essence d'amandes amères purifiée*), 706.

Benzilates, II, 705.

Benzile, II, 702.

Benzimide, II, 708.

Benzites, II, 705.

Benzoates, II, 706; — d'oxyde d'éthyle (voy. *Benzoate éthérique*), 544.

Benzoate éthérique, II, 544.

Benzoate méthérique ou méthylique, II, 498.

Benzoène, II, 702.

Benzoïlol (voy. *Essence d'amandes amères purifiée*), II, 703.

Benzoïne, II, 705.

Benzone, II, 708

Benzoyle, II, 702.

Berbérine, II, 932.

Beryllium (voy *Glucyum*), II, 27.

Beurre (voy. *Chlorures*), I, 607; — (extraction des sels hydriques volatils du), II, 578; — d'antimoine (voy. *Acide chloro-antimonieux*), I, 713; — de bismuth (voy. *Acide chloro-bismutheux*, 717; — de lait de vache, II, 626; — de zinc (voy. *Chlorure zincique*), 146.

Biarséniate de potasse (voy. *Arséniate potassico-bi-hydrique*), II, 231

Bi-bromure de mercure (voy. *Bibromure mercurique*), II, 322; — mercurique, 322.

Bi-carbonate d'ammoniaque (voy. *Carbonate hydro-ammonique*), II, 260; — de potasse (voy. *Carbonate hydro-potassique*), 212; — de soude (voy. *Carbonate hydro-sodique*), 279.

Bicarbure d'hydrogène, I, 530.

Bi-chlorure d'étain (voy. *Acide*

chloro-stannique), II, 377; — de soufre, I, 631; — mercurique, II, 319; — osmique, 363; — de platine (voy. *Acide chloro-platinique*), 349.

Bi-chromate de potasse (voy. *Bi-chromate potassique*), II, 287; — potassique, 287.

Bi-cyanure mercurique, II, 334.

Bi-hydrate de mésithylène (voy. *Acétone*), II, 556; — de méthylène (voy. *Methol*), 484.

Bi-iodure de mercure (voy. *Bi-iodure mercurique*), II, 323; — mercurique, 323.

Bi-oxalate ammonique, II, 263.

Bi-oxyde barytique, II, 173; — calcique, 154; — cuprique, 121; — d'azote, I, 487; — de baryum (voy. *Bi-oxyde barytique*), II, 173; — de chrôme, 92; de cuivre (voy. *Equi-oxyde cuprique*), 120; — d'étain (voy. *Acides stanniques*), 369; — d'hydrogène, I, 478; — manganique, II, 85; — mercurique, 318; — de mercure (voy. *Bi-oxyde de mercurique*), 313; — de molybdène, 37; — osmique, 361; — plombique, 183; — de tungstène, 39.

Bi-phosphate d'ammoniaque (voy. *Phosphate bi-hydro-ammonique*), II, 267.

Bismuth, I, 716; — (observations sur l'équivalent du), 719.

Bismuthine (voy. *Acide sulfo-bismuthieux*), I, 717.

Bismuthite hydrique, I, 717.

Bi-sulfate cinchonique, II, 307; — de potasse (voy. *Sulfate hydro-potassique*), 215; — de soude (voy. *Sulfate hydro-sodique*), 282; — hydrique, I, 591; — potassique, II, 215; — sodique, 282.

Bi-sulfate sulfuré, II, 594.

Bi-sulfure antimonique, II, 256; — de cuivre (voy. *Equi-sulfure cuprique*), 121; — d'étain (voy. *Acide sulfo-stannique*), 375; — de fer, 52; — cobaltique, 103; — mercurique, 314; — tungstique, 39.

Bi-tartrate de potasse (voy. *Tartrate hydro-potassique*), II, 686.

Bixéine, II, 777.

Bixine, II, 776.

Blanc (d'argent) (voy. *Carbonate plombique*), II, 186; — de baleine, 629; — de baleine voy. *Cétate cétherique*), 398; — de fard (voy. *Azotate quadri-bismuthique*), I, 718; — de krems (voy. *Carbonate plombique*), II, 186; — de plomb (voy. *Carbonate plombique*), 186.

Blende (voy. *Sulfure zincique*), II, 145.

Bleu de montagne, II, 124.

Bois des îles, II, 775; — de campêche, 774.

Borates, II, 5; — hydrique, II, 5; — de soude (voy. *Borate sodique*), 287; — magnésiques, 142; — plombique, 190; — sodique, 287.

Borax (voy. *Borate sodique*), II, 287.

Bore, II, 2.

Boridas, II, 2.

Boroïdes, II, 1.

Bornéène, II, 740.

Boules de Nancy, II, 684.

Braunite (voy. *Sesqui-oxyde manganique*), II, 84.

Bré-iline, II, 778.

Bromate argentique, II, 298; — hydrique, I, 634.

Brôme-amylétheré, II, 592.

Bromargyre (voy. *Brômure argentique*), II, 295.

Brôme, I, 631.

Brométher, II, 552.

Bromhydrate d'amylène (voy. *Brom-amyléther*), II, 592.

Brômo-forme, II, 506.

Brômures, I, 633; — argentique, II, 295; — calcique, 156; — d'argent (voy. *Brômure argentique*), 295; — d'azote (voy. *Ammoniaque brômée*), I, 661; — de calcium (voy. *Brômure calcique*), II, 156; — d'iode, I, 641; — de potassium (voy. *Brômure potassique*), II, 203; — équi-mercurique, II, 322; — ferrique, 55; — hydrique, I, 633; — magnésique, II, 137; — mercureux (voy. *Brômure équi-mercurique*), 322; — mercurique (voy. *Bi-brômure mercurique*), 322; — potassique, 205; — sodique, 275; — stanniques, 378.

Brucine, II, 817.

Brucite (voy. *Hydrate magnésique*), II, 137.

Bryonine, II, 982.

Butyralcool (voy. *Butyrate éthérique*), II, 541.

Butyramide, II, 573.

Butyrates, II, 570; — ammonique, 573; — argentique, 573; — barytique, 572; — calcique, 572; — cuprique, 573; — de méthylène (voy. *Butyrate méthé-*

rique), 492 ; — éthérique, 541 ; — hydrique, 570 ; — magnésique, 572 ; — méthérique, 492 ; — plombique, 573 ; — potassique, 573.

Butyrazotates, II, 575.

Butyrène, II, 570.

Butyrés, II, 570.

Butyrés (appendice aux produits), II, 579.

Butyrine, II, 574.

Butyrone, II, 574.

Butyro-nitrates (voy. *Butyrazotates*), II, 575.

Butyrile, II, 570.

Buxine, II, 825.

C

Cadmium, II, 449.

Caféine, II, 826.

Calamine, II, 148.

Calamine (voy. *Carbonate zincique*), II, 147.

Calcaire, II, 157 ; — dur (voy. *Arragonite*), 159.

Calcium, II, 152.

Calcination, I, 554.

Calcoïdes, II, 151.

Calcul fusible (voy. *Phosphate ammoniaco-bi-magnésique*), II, 267.

Calomel (voy. *Équi-chlorure mercurique*), II, 316.

Calomélas (voy. *Equi-chlorure mercurique*), II, 316.

Calonicité spécifique, II, 451.

Camphate hydrique, II, 738.

Camphène, II, 728.

Camphés, II, 735.

Camphoride normal (voy. *Acide camphoride anhydre*), II, 739.

Camphre de Bornéo, II, 740 ; — des laurinées, 736.

Capsicine, II, 814.

Caprates, II, 575 ; — barytique, 576 ; — hydrique, 575.

Caproates, II, 576 ; — alcalins, 576 ; — argentique, 576 ; — barytique, 576 ; — éthérique, 576 ; — hydrique, 576.

Capylates, II, 576 ; — argentique, 577 ; — barytique, 576 ; — plombique, 577.

Caractères chimiques des composés équi-ferriques, II, 82 ; — chimiques des composés ferrifères, 82 ; — chimiques des composés ferriques intermédiaires, 83 ; — chimiques des composés sous-ferriques, 82 ; — des composés cobaltiques, 107 ; — des composés lithiques, 29 ; — des composés titaniques, 282 ; — des dissolutions aluminiques, 28 ; — des dissolutions ammoniques, 269 ; — des dissolutions argentiques, 310 ; — des dissolutions barytiques, 178 ; — des dissolutions cadmiques, 150 ; — des dissolutions cériques, 168 ; — des sels chromiques ; — des dissolutions cupriques, 129 ; — des dissolutions d'antimoine, I, 715 ; — des dissolutions de bismuth, 719 ; — des dissolutions d'étain, II, 379 ; — des dissolutions d'or, 342 ; — des dissolutions iridiques, 29 ; — des dissolutions magnésiques, 142 ; — des dissolutions manganiques, 92 ; — des dissolutions mercuriques, 329 ; — des dissolutions nickéliques, 114 ; — des dissolutions palladiques, 357 ; — des dissolutions platiniques, 355 ; — des dissolutions plombiques, 192 ; — des dissolutions potassiques, 237 ; — des dissolutions sodiques, 289 ; — des dissolutions sous-manganiques, 92 ; — des dissolutions strontiques, 172 ; — des dissolutions uraniques, 95 ; — des dissolutions zinciques, 149.

Carapine, II, 826.

Carbonate argentique, II, 296 ; — d'argent (voy. *Carbonate argentique*), 296 ; — anhydre d'ammoniaque, 261 ; — ammonique, 260 ; — hydro-ammonique, 260 ; — strontique, 171 ; — de strontiane (voy *Carbonate strontique*), 171 ; — plombique, 186 ; — éthérique, 536.

Carbonates, I, 525 ; — équi-manganique, II, 90 ; — de manganèse (voy. *Carbonate équi-manganique*), 90 ; — manganeux (voy. *Carbonate équi-manganique*), 90 ; — équi-ferriques, 57 ; — ferreux (voy. *Carbonates équi-ferriques*), 57 ; — strychnique, 816 ; — morphique, 792 ; — mercuriques, 325 ; — doubles magnésiques, 138 ; — hydro-sodique, 279 ; — de magnésie (voy. *Equi-carbonate magnésique*), 137 ; — cupriques, 124 ; — de magnésie officinal, 138 ; — hydro-bi-sodique, 280 ; — sodique, 276 ; de soude (voy. *Carbonate sodique*), 276 ; — de baryte (voy. *Carbonate barytique*), 176 ; — de plomb (voy. *Carbonate plombique*), 186 ; — de potasse (voy. *Carbonate potassique*), 210 ; — hydro-potassique, 212 ; — potassique, 210 ; — lithique, 239 ; — de fer (voy. *Carbonate*

iques), 57 ; — bi-cuivrique (voy.
), 124 ; — cobaltique, 105 ; —
ie, 111 ; — barytique, 176 ; —
ı (voy. *Arragonite*), 159 ; —
157 ; — de chaux (voy. *Carbo-
ique*), 157 ; — cadmique, 150 ;
, 147.
INE, I, 505.
PHYLLINE, II, 746.
IINE, II, 772.
INE, II, 772.
INE, II, 777.
MEL, II, 665.
AME, II, 773.
AMÉINE, II, 774.
AMINE, II, 773.
IE, II, 879.
M (voy. *Caséine*, II, 879.
ÉRITE (voy. *Acide stannique*
, 369.
IE, II, 826.
RINE, II, 650.
YTIE, I, 216.
HINE, II, 696.
RTINE, II, 952.
ÈNE, II, 745.
TINE (voy. *Sulfate strontique*),

ILOSE, II, 868.
NE, II, 640.
INE, II, 855.
, II, 633.
IE, II, 640.
M, II, 96.
IE, II, 645.
E (voy. *Carbonate plombique*),

., II, 598.
TES, II, 596 ; — céthérique, 598 ;
ique, 597 ; — potassique, 597.
IE, II, 596.
NÉS, II, 596.
nés (tableau du groupe des), II,

IE (voy. *Cétate céthérique*), II,

ARINE, II, 933.
LATES (voy. *Cétates*), II, 596.
LE, II, 596.
EUR développée dans la combi-
des acides dilués avec les bases,
— développée dans les transfor-
isomériques, 170 ; — employée
agent chimique, 339.
KOPYRITE, II, 122.

CHALUMEAU, I, 345 ; — à gaz, 347.
CHARBON métallique (voy. *Carbone*), I, 505 ; — pur (voy. *Carbone*), 505.
CHAUX (voy. *Equi-oxyde calcique*), II, 152 : — carbonatée (voy. *Carbonate calcique*), 157 ; — carbonatée prismatique (voy. *Arragonite*), 159 ; — d'antimoine (voy. *Acide antimonieux*), I, 704 ; — métallique ou arséniate cobaltique, II, 106 ; — sulfatée anhydre (voy. *Karsténite*), 160 ; — sulfatée (voy. *Sulfate calcique*), 160 ; — vive (voy. *Equi-oxyde calcique*), 152.
CHÉLÉRYTHRINE, II, 799.
CHÉLIDONINE, II, 800.
CHÉLIDOXANTHINE, II, 777.
CHIMIE (applications de la), I, 332.
CHIMIE (définition de la), I, 5 ; — générale, 339 ; — organique, II, 433 ; — spéciale, 433 ; — spéciale, I, 441.
CHIMIE (son avenir), I, 5.
CHIMIE (son origine), I, 1.
CHIOCOCINE, II, 825.
CHLORACÉTATES, II, 522 ; — hydrique, 522.
CHLORAL, II, 505.
CHLORAMYLAL (voy. *Valéral chloré*), II, 594.
CHLOR-AMYLÉTHER, II, 592.
CHLORARGYRE (voy. *Equi-chlorure mercurique*), II, 316.
CHLORATES, I, 626 ; — ammonique, II, 265 ; — argentique, 297 ; — barytique, 179 ; — cinchonique, 807 ; — de baryte (voy. *Chlorate barytique*), 177 ; — de potasse (voy. *Chlorate potassique*), 216 ; — hydrique, I, 626 ; — potassique, II, 216 ; — quinique, 803.
CHLORAURATE ammonique, II, 336 ; — hydrique, 336 ; — potassique, 336 ; — sodique, 337.
CHLORE, I, 603.
CHLOR-ÉTHER, II, 531.
CHLORHYDRATE d'ammoniaque (voy. *Chlorure ammonique*), II, 257 ; — d'amylène (voy. *Chlor-amyléther*), 592 ; — de chlorure d'or (voy. *Chloraurate hydrique*), 336.
CHLORIDE antimonique (voy. *Acide chlor-antimonique*), I, 715.
CHLORITES, I, 628.
CHLOR-MÉTHER, II, 489.
CHLORO-BUTYRÈNE, II, 575.
CHLORO-FORME, II, 505.
CHLORO-FORMIATE éthérique (voy.

Ether chloroxycarbonique), II, 539.
Chloroïdes, I, 602.
Chloroïdures cupriques, II, 122; — mercuriques, 316; — nickéliques, 110; — plombiques, 185; — potassiques, 203; — zinciques, 146.
Chloroplatinate ammonique, II, 349; — potassique, 349.
Chloro-valérisate hydrique, II, 591.
Chloro-valérosate hydrique, II, 591.
Chlorures, I, 607; — aluminique, II, 22; — ammonique, 257; — argentique, 294; — atropique, 810; — aureux (voy. *Chlorure aurique*), 336; — auricoammonique (voy. *Chloraurate ammonique*), 336; — auricopotassique (voy. *Chloraurate potassique*), 336; — auricosodique (voy. *Chloraurate sodique*), 337; — aurique, 336; — aurique (voy. *Acide chloraurique*), 336; — barytique, 174; — brucique, 818; — calcique, 155; — cinchonique, 807; — conique, 823; — d'aluminium (voy. *Chlorure aluminique*), 22; — d'antimoine (voy. *Acide chloro-antimonieux*), I, 713; — d'argent (voy. *Chlorure argentique*), I, 294; — — d'azote (voy. *Ammoniaque chlorée*), 660; — de baryum (voy. *Chlorure barytique*), II, 174; — de bismuth (voy. *Acide chloro-bismutheux*), I, 717; — de bore (voy. *Acide chloroborique*), II, 7; — de calcium (voy. *Chlorure calcique*), 155; — de chaux (voy. *Hypochlorite calcique*), 163; — de Labarraque (voy. *Hypochlorites*), I, 621; — de magnésium (voy. *Equi-chlorure magnésique*), II, 137; — de méthyle (voy. *Chlor-méthérique*), 489; — de platine ammoniacal (voy. *Chloroplatinate ammonique*), 349; — de platine et de potassium (voy. *Chloroplatinate potassique*), 349; — de plomb (voy. *Chlorure plombique*), 185; — de potassium (voy. *Chlorure potassique*), 204; — de silicium (voy. *Acide chlorosilicique*), 15; — de soude (voy. *Hypochlorite sodique*), 283; de soufre, I, 631; — désinfectans (voy. *Hypochlorites*), 621; — de zinc (voy. *Chlorure zincique*), II, 146; — d'iode, I, 640; — d'or et d'ammoniaque (voy. *Chloraurate ammonique*), II, 336; — d'or et de potassium (voy. *Chloraurate potassique*), 336, — d'or et de sodium (voy. *Chloraurate sodique*), 337; — d'oxydes (voy. *Hypochlorites*), I, 621; — équi-cobaltique, II, 103; — équi-manganique, 88; — ferreux (voy. *Equi-chlorure de fer*), 54; — ferrique (voy. *Sesqui-chlorure de fer*), 55; — hydrique, I, 609; — liquide de phosphore (voy. *Acide chlorophosphoreux*), 656; — lithique, II, 238; — manganeux (voy. *Chlorure équi-manganique*), 88; — manganique (voy. *Sesqui-chlorure manganique*), 89; — mercureux (voy. *Equi-chlorure mercurique*), 316; — mercurique (voy. *Bi-chlorure mercurique*), 319; — morphique, 791; — narcotique, 786; — platineux (voy. *Chlorure platineux*), 347; — platinico-ammonique (voy. *Chloroplatinate ammonique*), 349; — platinico-potassique (voy. *Chloro-platinate potassique*), 349; — platinique, 347; — platinique (voy. *Acide chloroplatinique*), 349; — plombique, 185; — potassique, 204; — quinique, 803; — sodique, 273; — stanneux (voy. *Equi-chlorure stannique*), 376; — stannique (voy. *Acide chloro-stannique*), 377; — strontique, 169; — strychnique, 816; — stanneux (voy. *Sesqui-chlorure stannique*), 377; — zincique, 146.
Chlorophylline, II, 823.
Cholestérine, II, 650.
Chondrine, II, 900.
Chromates, II, 34; — argentique, 301; — bi-plombique, 191; — de mercure (voy. *Chromate équi-mercurique*), 329; — de plomb (voy. *Chromate plombique*), 190; — de potasse (voy. *Chromate potassique*), 235; — équi-mercurique, 329; — mercureux (voy. *Chromate equi-mercurique*), 329; — plombique, 190; — potassique, 235.
Chrôme, II, 29.
Chrôme (usages des composés de), II, 35; — oxydé (voy. *Sesqui-oxyde de chrôme*), 30.
Chromides, II, 29.
Chromoïdes, II, 29.
Chrysocolle (voy. *Borate sodique*), II, 287.
Chulariose (voy. *Carpomel*), II, 63.
Cicutine, II, 823.
Cinabre (voy. *Bi-sulfure mercurique*), II, 314.
Cinchonine, II, 806.
Cinématique corpusculaire, I, 62.
Cinnamol normal (voy. *Cumide*), II, 713.

ool normal (voy. *Cinnamate* II, 714.
ates, II, 714; — éthérique, lrique (voy. *Cinnamates*), 713.
is, II, 713.
ine, II, 717.
, II, 713.
beille, II, 638; — de bicuiba, carnauba, 644; d'ocuba, 643; on, 648; — de la canne à — de la Chine, 643; — des 647; — de myrica, 642; — , 645. — végétale, 948.
nates, II, 679.
ool (voy. *Citrate éthérique*),
s, II, 676; — calcique, 677; — éthyle (voy. *Citrate éthéri-* — éthérique, 542; — hydri-
II, 676.
, II, 725.
ne, II, 726.
cation, I, 4.
cation, II, 482; — d'Am-; — de M. Berzelius, 293; le baron Thenard, 291; — efer, 295; — des composés , — des élémens chimiques, s élémens chimiques, adoptée vrage, 296.
II, 933.
II, 100.
ne (voy. *Sulfo-arséniure co-*I, 104.
es, II, 623; — hydrique, 623.
lle, II, 771.
, II, 793.
n, I, 201.
ine, II, 826.
ar (voy. *Sesqui-oxyde fer-* 49.
ine, II, 933.
ithine, II, 933.
ium, II, 98.
ine, II, 730.
, II, 755.
ison chimique, I, 71; — ulaire, 81; — intra-molécu- — isomorphique, 81; — par- 1.
tion, I, 551.
tes, II, 699.
ls ammoniques, II, 254; — e et d'argent, I, 703; — d'antimoine et de soufre, 707; — d'arsenic et d'hydrogène, 634; — d'arsenic et de soufre, 697; — d'azote et d'hydrogène, II, 498; — d'azote et d'oxygène, I, 488; — de brôme et de phosphore, 632; — de carbone et d'oxygène, 518; — de chlore et de phosphore, 660; — définis (classification des), 287; — de la série glycérique, II, 569; — de la série platammonique, 350; — de phosphore et d'hydrogène, I, 668; — de phosphore et d'oxygène, 668; — du platine étudiés par M. Gros, II, 351; — de soufre et d'hydrogène, I, 567; — de soufre et d'oxygène, 573; — d'hydrogène et de carbone, 526; — d'iode et de phosphore, 682; — d'oxygène et d'arsenic, 667; — formés par l'antimoine et les chloroïdes, 713; — formés par l'arsenic et par les chloroïdes, 690; — formés par les chloroïdes et le cyanogène, 657; — formés par l'union des chloroïdes avec le fer, II, 54; — oxygénés du cyanogène, I, 655; — oxygénés du manganèse, II, 84; — platinés de la première série de M. Reiset, 352.
Condensation, II, 438.
Conine, II, 822.
Conséquences à déduire des proportions chimiques, I, 148.
Considérations générales (voy. *Partie organique*), II, 488.
Constitution des corps, I, 8; — moléculaire, 13; — moléculaire des fluides élastiques, II, 450.
Convolvuline, II, 826.
Corps (propriétés physiques des), I, 59; — composés (proportions pondérales des parties constituantes des), 56; — gras, II, 469; — gras naturels, 685; — isomériques, I, 49; — moléculaires ou définis, II, 484; — particulaires ou incristallisables, 848; — polymorphes (examen des), I, 32; — solides, 204.
Corydaline, II, 801.
Coumarine, II, 717.
Couperoses (voy. *Sulfates*), I, 578; — blanche (voy. *Sulfate zincique*), II, 147; — bleue (voy. *Equi-sulfate cuprique*), 125; — verte (voy. *Sulfate équiferrique*), 58.
Courants électriques, I, 251.
Crème de tartre (voy. *Tartrate hydropotassique*), II, 686; — de tartre soluble, 688.

Créosote, II, 927.
Cristal de roche (voy. *Acide silicique*), II, 11.
Cristallisation, I, 367.
Cristallisation (procédés divers), I, 372; — dans les réactions chimiques, 371; — par combinaison, 371; — par dissolution, 369; — par double substitution, 372; — par évaporation, 370; — par fusion, 369; — par substitution, 372; — par une variation de température, 369.
Cristaux, I, 11; — de Vénus (voy. *Acétate cuprique*), II, 516.
Crocoïse (voy. *Chromate plombique*), II, 190.
Crocus, I, 709; — metallorum, 709.
Crotonine, II, 826.
Curéine, II, 933.
Cuivre, II, 114; — carbonaté bleu (voy. *Azurite*), 124; — carbonaté vert (voy. *Malachite*), 124; — (action pharmaceutique des composés de), II, 133; — gris (voy. *Panabase et tennantite*), 122; — panaché (voy. *Philipsite*), 122.
Cuminate hydrique, II, 742.
Cuminol, II, 742.
Cuproïdes, II, 100.
Curarine, II, 818.
Curcumine, II, 778.
Cusparine, II, 836.
Cymène, II, 742.
Cynapine, II, 823.
Cyanates, I, 655; — hydrique, 655.
Cyanéther, II, 532.
Cyani-ferrures (voy. *Cyanures composés*), I, 654.
Cyanogène, I, 644.
Cyanure (voy. *Equi-sulfate cuprique*), II, 125.
Cyano-ferrures (voy. *Triples cyanures*), I, 652.
Cyanurates, I, 656.
Cyanures, I, 647; — argentique, II, 295; — argentico-potassique, 295; — cobaltique, 104; — composés, I, 654; — de mercure (voy. *Bi-cyanure mercurique*), II, 324; — de potassium (voy. *Cyanure potassique*), 207; — ferro-dihydrique, I, 653; — hydrique, 647; — palladique, II, 337; — potassique, 207; — triples, I, 652.
Cyclamine, II, 932.
Cystine, II, 840.
Cystose, II, 841.

D

Damline (voy. *Inuline*), I
Daphnine, II, 827 et 935.
Datiscine (voy. *Inuline*),
Daturine, II, 812.
Décantation, I, 377; — siphon, 379; — à l'aide d'un 378; — à l'aide d'une pipett
Décomposition de l'eau, des oxydes alcalins, 355.
Delphine, II, 821.
Deuto-chlorure d'étain *chloro-stannique*), II, 377; - cure (voy. *Bi-chlorure merca* — de phosphore (voy. *Ac phosphorique*), I, 680.
Deutoxyde d'antimoine *antimonique*), I, 705; — d *Bi-oxyde d'azote*), 487; — (voy. *Bi-oxyde barytique*), I de chlore (voy. *Acide chlo* 624; — de cuivre (voy. *cuprique*), II, 120; — d' *Sesqui-oxyde stannique*, 36 *stanniques*), 369.
Dextrine, II, 866.
Diallogite (voy. *Carb manganique*), II, 90.
Diamant (voy. *Carbone*),
Diane (voy. *Argent*), II,
Diastase, II, 887.
Didymium, II, 947.
Digitaline, II, 827 et 934
Dissolution équi-mercu 330; — hémi-mercurique, 3
Distillation, I, 361; — 922; — des matières animales matières organiques, 922.
Double bicarbure d'hyd 533; — décomposition, 83; positions (circonstances dan elles se produisent), 86; — tion, 83.
Draconyle (voy. *Benzèn* 701.

E

Eau, I, 451; — ardente (vo II, 494; — blanche, 519; — de Go — de javelle (voy. *Hypo-chlo sique*, 216; — de vie (voy. *Al* — forte (voy. *Azotate hydriq*

ée (voy. *Bi-oxyde d'hydrogène*),
- régale (produit actif de) (voy. *chlorazotique*, I, 616; — végétole, II, 519.
ÈNE, II, 620.
IDATES, II, 606.
IDATE HYDRIQUE, II, 606; — éthé- 607; — glycérique, 607; — métal- 607; — méthérique, 607.
DINE (voy. *Elaïdate glycérique*),

ODATE HYDRIQUE, II, 621.
TÉRINE, II, 935.
TRICITÉ (nature de), I, 243; — ppée dans les réactions chimiques, dynamique pour décomposer les 354; — employée comme agent ue, 352.
MENS CHIMIQUES, I, 68; — chimi- lassification des), 287; — des sub- organiques, II, 434.
/ATION de la température dans les ıs chimiques, I, 159.
GATES, II, 697; — hydrique, 698.
UX, II, 421.
TINE, II, 824.
TIQUE, II, 688.
LSINE, II, 882.
ERMÉS (groupes des), II, 901.
MITE (voy. *Sulfate magnésique*),

ATIONS CHIMIQUES, I, 330.
-CARBONATE magnésique, II, 137; rure de fer, 54; — chlorure ma- e, 137; — chlorure mercurique, - chlorure nickélique, 110; — e stannique, 376; — iodure mer- , 322; — oxyde aurique, 334; — barytique, 173; — oxyde calcique, oxyde cuprique, 120; — oxyde de 101; — oxyde de fer, 48; — oxyde ique, 109; — oxyde d'uranium, 93; e magnésique, 136; — oxyde man- , 84; — oxyde mercurique, 313; e plombique, 181; — oxyde potas- 97; — oxyde stannique, 367; — trontique, 169; — oxyde zincique, sulfate cuprique, 125; — sulfate ique, 111; — sulfure calcique, 154; ire cobaltique, 102; — sulfure cu- 121; — sulfure de fer, 51; — sul- kélique, 109; — sulfure plombi- 4; — sulfure potassique, 201; — stannique, 374.
VALENS, II, 443; — chimiques, I, 143; — chimiques (usage des), 403; — II, 945.
ERBIUM, II, 97.
ERGOTINE, II, 935.
ERYTHRINE, II, 768.
ERYTHRINE (voy. *Erythriline*), II, 767.
ERYTHRILINE, II, 767.
ERYTHRONIUM (voy. *Vanadium*), II, 36.
ERYTHROLÉINE, II, 765.
ERYTHROLITMINE, II, 765.
ERYTHROPROTIDE, II, 879.
ESENBECKINE, II, 827.
ESPRIT ardent (voy. *Alcool*), II, 494; — de bois (voy *Méthol*), 484; — de Minderer (voy. *Acétate ammonique*), 520; — de nitre (voy. *Azotate hydrique*), I, 493; — de sel (voy. *Chlorure hydrique*), 609; — de sel marin (voy. *Chlorure hydrique*), 609; — de vin (voy. *Alcool*), II, 494; — pyro-acétique (voy. *Acétone*), 556; — pyroligneux (voy. *Acétone*), 556.
ESSENCE d'absinthe, II, 744; — d'ail, 749; — d'amandes amères purifiée, 703; — d'anis, 740; — d'anis concrète, 740; — d'aspic, 744; — d'élémi, 726; — d'estragon, 741; — de camomille, 744; — de cannelle (voy. *Cinnide*), 713; — de cajeput, 744; — de cèdre, 745; — de cèdre solide, 745; — de cèdre liquide, 745; — de citron, 725; — de cochléaria, 749; — de copahu, 726; — de cubèbe, 731; — de cumin, 741; — de fenouil amer, 741; — de gaultheria procumbens, 742; — de genièvre, 732; — de girofle, 745; — de menthe concrète, 747; — de menthe poivrée, 747; — de moutarde noire, 749; — de néroli, 747; — de poivre, 732; — de racine d'alliaire, 749; — de raifort, 749; — de sassafras, 748; — de térébenthine, 727; — de valériane, 748; — d'ulmaire, 748; — éthérée du pinus abies, 731.
ESSENCES sulfurées, 749.
ETAIN, II, 365; — de glace (voy. *Bismuth*), I, 716.
ETAT globulaire, I, 206; — vésiculaire, 208.
ETHAL (voy. *Cétol*), II, 598; — normal (voy. *Cétol*), 598.
ETHALATES (voy. *Cétates*). II, 596.
ETHÈNE, II, 494.
ETHÉRÈNE (voy. *Ethène*), II, 494
ETHÉROLE, II, 535.
ETHERS, II, 461.
ETHERS, II, 524.

Ether (voy. *Zymèther*), II, 524; — acétique (voy. *Acétate ethérique*), 540; — amylique (voy. *Amyléther*), 592; — azoteux (voy. *Azotite éthérique*), 538; — benzoïque (voy. *Benzoate ethérique*), 544; — butyrique (voy. *Butyrate éthérique*), 541; — carbonique (voy. *Carbonate éthérique*), 536; — chlorés des séries méthérique et zymosique (observations sur les), 545; — chlorés des séries zymosique et méthérique (tableau des), 561; — chlorhydrique (voy. *Chlor-éther*), 531; — chloroxycarbonique, 539; — cinnamique (voy. *Cinnamate éthérique*), 714; — citrique (voy. *Citrate éthérique*), 542; — composés ou salins, 533; — d'esprit de bois (voy. *Méther*), 488; — formique (voy. *Formiate éthérique*), 539; — hydratique (voy. *Zymèther*), 524; — hydrique (*Zymèther*), 524; — hydrochlorique (voy. *Chlor-éther*), 532; — hydrochlorique d'esprit de bois (voy. *Chlor-méther*), 489; — hydrosulfurique (voy. *Sulféther*), 530; — hydrosulfurique (voy. *Sulfozymèther*), 558; — hyponitreux (voy. *Azotite éthérique*), 538; — margarique (voy. *Margarate éthérique*), 611; — méthénés composés, 490; — méthylique (voy. *Méther*), 488; — mucique (voy. *Mucate éthérique*, 543; — muriatique (voy. *Chlor-éther*), 531; — nitreux (voy. *Azotite éthérique*), 538; — nitrique (voy. *Azotate éthérique*), 538; — œnanthique (voy. *Œnanthite éthérique*), 541; — oxalamylique (voy. *Oxalate amyléthérique*), 593; — oxalique (voy. *Oxalate éthérique*), 535; — pyromucique (voy. *Pyromucate éthérique*), 544; — silicique (voy. *Silicates éthériques*), 537; — simples, 524; — succinique (voy. *Succinate éthérique*), 542; — sulfhydramylique (voy. *Sulfamyléther*), 592; — sulfuré d'esprit de bois (voy. *Sulfométher*), 489; — sulfurique (voy. *Zymèther*), 524; — valéramylique (voy. *Valérate amyléthérique*), 593; — valérique (voy. *Valérate éthérique*), 541; — vitriolique (voy. *Zymèther*), 524.

Ethers salins, copulés, II, 533; — salins neutres, 535.

Ethiops (voy. *Quadroxyde ferrique*), II, 48.

Etuves, I, 348.

Eudiomètres, I, 352.

Eugénine, II, 746.

Eupatorine, II, 827.

Euphorbine, II, 827.

Exanthalose (voy. *Sulfate so* II, 280.

Extraction de l'argent, II, 3 l'étain, II, 379; — de l'iridium, I l'or, 340; — de l'osmium et de l'i 362; — des sels hydriques solubles re, 578; — du cadmium, 150; — du 133; — du mercure, 389; — du 112; — du plomb, 191; — du rh 364; — du zinc, 148; — et travail du 353.

Extrait de saturne (voy. *plombo-bi-plombique*), II, 519.

F

Fécules, II, 856.

Fer, II, 41; — (son extraction carbonate (voy. *Carbonates* ques) 57; — carbonate prismatiq *lunkérite*), 57; — oligiste (voy. *oxyde ferrique*), 49.

Fer spathique (voy. *Sidérose*)

Fermentation, II, 903; — ou acétique, 916; — alcoolique, — vineuse ou spiritueuse (voy. *tation alcoolique*), 907; — visqueu — putride, 920.

Fermentations, benzoïque et que, 917; — dextrinique et glu 919; — lactique et butyrique, 91

Ferrates, II, 50.

Ferro-cyanures (voy. *Triple res*) I, 652; — quinique, II, 804.

Fibrine, II, 888.

Filtration, I, 381; — des (précaution à prendre), 383; - vante, 385; — sur le charbon 385.

Flamme, I, 553.

Fleurs argentines d'antimoi *Acide antimonieux*), I, 704; — join purifiées (voy. *Benzoate h* II, 706.

Flint-glass, II, 415.

Fluates (voy. *Fluorures*), I,

Fluides élastiques, I, 209.

Fluoborate hydrique, II, 8.

Fluor, I, 641.

Fluorhydrate de fluorure de (voy. *Fluosilicure hydrique*), II.

Fluoride chromique (voy. *Aci chromique*), II, 33.

Fluorures, I, 642; — calciq

bore (voy. *Acide fluoborique*),
calcium (voy. *Fluorure calci-*
; — de silicium (voy. *Acide*
ue), 16; hydrique, I, 642.
TE (voy. *Fluorure calcique*), II,

IRE potassique, II, 294.
LICIURE hydrique, II, 17.
soufre, II, 202.
T de Baumé, II, 220.
, II, 64; — blanche, 65; —
— malléable, 66.
qui président aux actions chi-
, 200.
, I, 344.
TES, II, 486; — d'oxyde d'é-
y. *Formiate éthérique*), 539; —
, 539; — normal (voy. *Mé-*
ique), 487.
AUX, I, 340.
AUX à réverbère, I, 342; —
res, 340.
INE, II, 935.
ATE, I, 655; — argentique, II,
ercurique, 328.
NE, II, 801.
E, II, 868.
, I, 359; — des corps altérables
leur, 359; — des corps non al-
r la chaleur et par l'air, 359;
ps altérables par le charbon,
corps altérables par l'air, 360.
IE, II, 778.
E, II, 778.

G

E, II, 935.
ÉS, II, 570.
és (tableau du groupe des), II,

(voy. *Équi-sulfure plombi-*
84.
ES, II, 697; — hydrique, 697;
e, 806.
E, II, 769.
ÉRÉS, II, 742.
ÉRYLÈNE, II, 743.
moniac (voy. *Ammoniaque*), I,
loroborique (voy. *Acide chloro-*
II, 7; — de l'éclairage, I, 535;
ile (double bi-carbure d'hy-
, 538; — fluoborique (voy.
oborique), II, 7; — fluo-silici-
Acide fluosilique), 16; — hépa-
tique (voy. *Sulfure hydrique*), I, 567; —
inflammable des marais (voy. *Protocar-*
bure d'hydrogène), 526; — muriatique
(voy. *Chlorure hydrique*), 609; — nitreux
(voy. *Bi-oxyde d'azote*), 487; — nitreux
déphlogistiqué (voy. *Protoxyde d'a-*
zote), 484; — oléfiant (voy. *Bi-carbure*
d'hydrogène), 530; — oxymuriatique (voy.
Chlore), 603; — rutilant (voy. *Acide azo-*
tosique), 490; — sulfhydrique (voy. *Sul-*
fure hydrique), 567; — sulfureux (voy.
Acide sulfureux), 574.
GAZ (voy. *Acide carbonique*), I, 531.
GÉLATINE, II, 896.
GENTIANIN, II, 936.
GIOBERTITE (voy. *Equi-carbonate*
magnésique), II, 187.
GLAÏADINE, II, 894.
GLACES de Saint-Gobain, II, 412.
GLAUCINE, II, 799.
GLAUCOFICRINE, II, 799.
GLICÉRÈS, II, 565.
GLUCOSE, II, 666.
GLUCYUM, II, 27.
GLUCYNIUM (voy. *Glucyum*), II, 27.
GLUTEN, II, 893.
GLUTINE, II, 894.
GLYCÉRÈNE, II, 565.
GRAISSE de jaguar, II, 629; — d'oie,
629; — de porc, 628; — humaine, 628.
GRAPHYTE (voy. *Carbone*), I, 505.
GRILLAGE, I, 554.
GRISOU (voy. *Procarbure d'hydro-*
gène), I, 526.
GUARANINE (voy. *Caféine*), II, 896.
GUAYACYLE, II, 709.
GYPSE, II, 160.

H

HARMINE (voy. *Équi-sulfure nickéli-*
que), II, 109.
HARMALINE, II, 827.
HÉLÉNÈNE, II, 747.
HÉLÉNINE (voy. *Inuline*), II, 867.
HÉLÉNINE, II, 746.
HÉMATÉINE quadri-plombique, II,
775; — bi-ammoniacale, II, 775.
HÉMATÉINE, II, 775.
HÉMATINE, II, 774.
HÉMATOXYLINE, II, 774.
HEPTACHLORATES (voy. *Hyperchlo-*
rates), I, 629; — de potasse (voy. *Hyper-*
chlorate potassique), II, 219.
HESPERIDINE, II, 936.

Hétérarithmie, I, 58.
Hétéromérie, I, 58.
Hétéromorphisme, I, 50; — (cause de l') 52.
Hétérotomie, I, 58.
Hippurates, II, 711; — hydrique, 711.
Hircates, II, 580; — hydrique, 580.
Histés (groupe des), II, 895.
Histose, II, 895.
Huile d'amandes, II, 632; — de baleine, 639; — de cachalot, 639; — de camphre, 739; — de chenevis, 633; — de colza, 632; — de grais (voy. *Amylol*), 590; — de lin, 633; — de moutarde blanche, 632; — de moutarde noire, 632; — de navette, 632; — de noisettes, 632; — de noix, 633; — de pieds de bœuf, 639; — de pomme de terre (voy. *Amylol*), 590; — de ricin, 620; — de ricin, 633; — de vin légère, 585; — de vin pesante, 584; — de vitriol (voy. *Sulfate monohydrique*), I, 580; — de Wintergreen (essence de gaultheria procumbens), II, 742; — d'oliette, 633; — d'olive, 630; — douce de vin légère, 586; — douce de vin pesante, 584.
Huiles siccatives, II, 633; — végétales (tableau indiquant les principales propriétés des), 636. — volatiles, 469.
Hydrate aluminique, II, 23; — barytique, 175; — calcique, 157; — chrômique, 34; — cobaltique, 105; — cuprique, 123; — d'alumine (voy. *Hydrate aluminique*). 28; — de baryte (voy. *Hydrate barytique*), 175; — de chaux (voy. *Hydrate calcique*), 157; — d'oxyde d'acétyle (voy. *Aldéhyde*), 522; — d'oxyde de cétyle (voy. *Cétol*). 598; — d'oxyde de bismuth (voy. *Bismuthite hydrique*), I, 717; — d'oxyde de chrôme (voy. *Hydrate chromique*), II, 34; — d'oxyde de méthyle (voy. *Méthol*), 484; — de plomb (voy. *Hydrate plombique*), 186; — de potasse (voy. *Hydrate potassique*), 197; — de sesqui-oxyde de fer, 55; — de soude (voy. *Oxyde hydro-sodique*), 273; — de strontiane (voy. *Hydrate strontique*), 170; — d'essence de térébenthine, 729; — lithique, 238; — magnésique, 137; — plombique, 186; — potassique, 197; — strontique, 170.
Hydriodate d'amylène (voy. *Iodamyléther*, II, 592; — de potasse (voy. *Iodure potassique*), 205.
Hydro-chlorates (voy. *Chlorure*, I, 607; — d'ammoniaque (voy. *Chlorure ammonique*, II, 257; — de baryte (voy. *Chlorure barytique*), 174; — de chaux (voy *Clorure calcique*), 156; — de méthylène (voy. *Chlor-méther*), 48; — de potasse (voy. *Chlorure potassique*), 5; — de soude (voy. *Chlorure sodique*), 273; — de strontiane (voy. *Chlorure strontique*), 169; — d'or (voy. *Chlorure hydrique*), 396.
Hydro-cyanates (voy. *Cyanure*, I, 647.
Hydro-fluates (voy. *Fluorure*), I, 642.
Hydrogène, I, 446; — antimonié (voy. *Antimonammoniaque*), 78; — arsénié (voy. *Arsénammoniaque*), 65; — arseniqué (voy. *Arsénammoniaque*), 685; — bi-carboné (voy. *Bi-carbure hydrogène*, 580; — perphosphoré, 65; — phosphoré (voy. *Phosphammoniaque*), 665; — proto-phosphoré (voy. *phosphammoniaque*), 665; — sulfuré (voy. *Sulfure hydrique*), 567.
Hydroïdes, I, 505.
Hydroléates, II, 619; — hydrique, 619.
Hydro-margarates, II, 619; — hydrique, 619.
Hydro-margaritates, II, 619; — hydrique, 619.
Hydro-sulfate d'ammoniaque (voy. *Sulfure ammonique*), II, 256; — de sulfure d'ammonium (voy. *Sulfure hydrammonique*, I, 256; — sulfuré d'ammoniaque (*Bi-sulfure ammonique*), II, 256.
Hydrure bi-cuprique, II, 118; — de benzoyle (voy. *Essence d'amandes amères purifiée*), 703; — de cinnamyle (voy. *Cinnide*,) 713; — de phosphore (voy. *Phosphre d'hydrogène*, 668; — de salicyle, 672; — de soufre (voy. *Persulfure hydrique*), I, 571.
Hyoscyamine, II, 811.
Hyperchlorates, I, 629; — hydrique, 629; — potassique, II, 219.
Hypériodates, I, 639.
Hyper-manganates, II, 87; — argentique, 301; — potassique, 237.
Hypochlorites, I, 621; — calcique, II, 163; — de chaux (voy. *Hypochlorite calcique*), 163; — potassique, 216; — sodique, 288.
Hypo-phosphites, I, 671; — calcique, II, 167; — di-hydrique, I, 672.
Hypo-sulfates, I, 595; — argentique, II, 297; — barytique, 177; — bi-

sulfurés, I, 597; — de baryte (voy. *Hyposulfate barytique*), II, 177; — de manganèse (voy. *Hypo-sulfate manganique*), 91; — de potasse (voy. *Hypo-sulfate potassique*), 213; — hydrique, I, 595; — manganeux (voy *Hypo-sulfate manganique*), II, 91; — manganique, 91; — potassique, 213; — sulfurés (voy. *Bi-sulfates sulfurés*), I, 594.

Hypo-sulfites (voy. *Sulfates sulfurés*), I, 598; — ammonique, II, 265; — argentique, 297; — de soude (voy. *Hyposulfate sodique*), 280; — potassique, 213; — sodique, 280.

I

Ichtyocolle, II, 900.

Indigo, II, 757; — blanc, 759.

Indigotine, II, 758.

Influence de l'électricité dynamique sur les réactions chimiques, I, 191; — de l'électricité statique sur les réactions chimiques, 188; — de l'électricité sur les réactions chimiques, 187; — de l'étendue des surfaces sur l'action chimique, 179; — de l'étendue des surfaces sur la durée de l'action chimique, 180; — de l'étendue des surfaces sur la nature de l'action chimique, 181; — de l'état naissant sur les réactions chimiques, 199; — de la capillarité sur les réactions chimiques, 196; — de la capillarité sur les réactions qui s'exercent au sein des liquides, 198; — de la capillarité sur les réactions qui s'exercent entre les fluides élastiques, 197; — de la lumière sur les réactions chimiques, 186; — de la pression sur les réactions chimiques, 183; — de la température sur les réactions chimiques, 184; — des circonstances sur l'action chimique, 177; — des masses chimiques sur les réactions, 182; — des proportions sur l'action chimique, 178; — des proportions sur la durée de l'action chimique, 178; — des proportions sur la nature des produits chimiques, 179.

Ilicine, II, 936.

Impératorine, II, 936.

Inuline, I, 867.

Iodargyre (voy. *Iodure argentique*), II, 295.

Iodamylather, II, 592.

Iodates, I, 639.

Iodate argentique, II, 296; — cinchonique, 807; — quinique, 804.

Iode, I, 635.

Iodether, II, 582.

Iodide nitreux (voy. *Ammoniaque iodée*), I. 661.

Iodo-forme, II, 506

Iodures, I, 638; — argentique, II, 295; — brucique, 818; — cinchonique, 807; — argent (voy. *Iodure argentique*), 295; — d'azote (voy. *Ammoniaque iodée*), I, 661; — de carbone, 639; — de plomb (voy. *Iodure plombique*), II, 185; — de potassium (voy. *Iodure potassique*), 205; — de soufre, I, 640; — de zinc (voy. *Iodure zinique*), II 146; — ferrique, 55; — hydrique, I, 638; — mercureux (voy. *Equiiodure mercurique*), II, 322; — mercurique (voy. *Bi-iodure mercurique*), 323; — plombique, 185; — potassique, 205; — quiniques, 804; — sodique, 275; — stanniques, 278; — zincique, 146.

Iridium, II, 358.

Isarithmie, I, 16.

Isodynamie, I, 53.

Isomérie, I, 25; — (son explication pour la théorie atomique), I, 258; — (résumé des faits relatifs à l'), 48; — multiple (examen des corps présentant l'), 42; — simple (examen des corps présentant l') 39.

Isomorphisme, I, 17; — (son explication par la théorie atomique), 258; — par substitution, 54.

Isotomie, I, 15.

Itaconate, II, 679; — hydrique, 679.

Iunkérite, II, 57.

J

Jamaïcine, II, 829.

Jaune de carthame, II, 777; — de curcuma, 778; — de datisca, 778; — de fustet (voy. *Fustéine*), 778; — de lichen parietinus, 779; — de safran, 781.

Jervine, II, 821.

Juglandine, II, 937.

Jupiter (voy. *Étain*), II, 365.

K

Kæmpféride, II, 937.

Kalides, II, 193.

Kalium (voy. *Potassium*), II, 194.

Karsténite, II, 160.

Kérargyre (voy. *Chlorure argentique*), II, 294.
Kermès, I, 710; — minéral (voy. *Kermès*), 710.
Kobolt (voy. *Arsenic*), I, 683.

L

Lactate barytique, II, 586; — calcique, 586; — cuprique, 586; — équiferrique, 586; — hydrique, 583.
Lactates natroïdiques, 586; — plombique, 586.
Lactis, II, 570 et 580.
Lactide, II, 585.
Lactine, II, 580.
Lactone, II, 587.
Lactucine, II, 987.
Lampante (voy. *Acétites*), II, 333.
Lana philosophica (voy. *Equi-oxyde zincique*), II, 145.
Lanthane, II, 96.
Lapathine, II, 987.
Larbason (voy. *Antimoine*), I, 700; —
Laurostéarate, II, 624; — hydrique, 624.
Laurostéarine, II, 624.
Lavage des filtres, I, 384; — des matières contenues sur les filtres, I, 384.
Lebrakise (voy *Pyrite magnétique*), II, 54.
Lécanorine, II, 766.
Légumine, II, 881.
Leucine, II, 876.
Ligneux, II, 868.
Lilacine, II, 937.
Limonine, II, 828.
Limonite (voy. *Hydrate sesqui-oxyde de fer*), II, 55.
Lipates, II, 615; — hydrique, 616.
Lipares, II, 600.
Liparis, II, 635; — (annexes des), 625; — (tableau du groupe des), 635.
Liquéfaction des corps très volatiles, I, 361.
Liqueur fumante de Libavius (voy. *Acide chloro-stannique*), II, 377; — de Lampadius (voy. *Acide sulfocarbonique*), I, 571.
Liquides, 206.
Liriodendrine, II, 938.
Litharge (voy. *Équi-oxyde plombique*), II, 181.
Lithine, II, 228.
Lithine (son extraction), II, 228.
Lithium, II, 228.
Lois, I, 8; — de Berthollet, 5; — de Berzélius, 96; — de Dalton, 8; — de Dulong et Petit, 108; — de Gay-Lussac, 97; — générale de la caloricité spécifique des corps tant élémentaires que composés, 112; — de Kopp, 129; — de Neumann, 111; — de Richter, 94; — de Richter (son application à l'analyse des oxydes), 95; — de Wenzel, 92; — de l'action des métaux sur les sels, 94; — de la caloricité spécifique des corps composés, 111; — de la composition des sels, 93; — de la substitution, 88; — des combinaisons formées par les fluides élastiques, 97; — des proportions multiples, 97; — du rapport de l'élément négatif de l'acide à l'élément négatif de la base, 96; — relatives à la combinaison des atomes élémentaires, 256; — relative à la combinaison des atomes composés, 257; — relatives à la combinaison des atomes du second ordre, 257; — relatives aux élémens réactions chimiques, 186.
Lumière (son apparition dans les réactions chimiques), 176.
Lune (voy. *Argent*), II, 289; — cornée (voy. *Chlorure argentique*), 294.
Lupuline ou Lupulite, II, 988.
Lupus métallorum (voy. *Antimoine*), I, 700.
Lutéoline, II, 770.
Lutéoline, II, 779.

M

Magnésia alba (voy. *Carbonate de magnésie officinale*), II, 126.
Magnésie anglaise (voy. *Carbonate de magnésie officinale*), II, 128; — blanche (voy. *Carbonate de magnésie officinale*), 128; — carbonatée (voy. *Equi-carbonate magnésique*), 127; — calcinée (voy. *Equi-oxyde magnésique*), 136; — noire (voy. *Bi-oxyde de manganèse*), 85;
Magnésie (voy. *Equi-oxyde magnésique*), II, 136.
Magnésite (voy. *Equi-carbonate magnésique*), II, 127.
Magnésium, II, 125.
Malates, II, 679; — hydrique, 680.
Malachite, II, 124.
Maléates, II, 681; — hydrique, 681.
Manganates, II, 96.

Manganate potassique, II, 237.
Manganèse, II, 83; — barytifère (voy. *Psilomélane*), 86; — noire (voy. *Psilomélane*), 86.
Manganèse (*Bi-oxyde manganique*), II, 85.
Mannite, II, 674.
Margarates, II, 609; — hydrique, 609; — calcique, 611; — d'oxyde d'éthyle (voy. *Margarate éthérique*), 611; — éthérique, 611; — glycérique, 611; — plombique, 611; — potassique, 611; — sodique, 611.
Margarine (voy. *Margarate glycérique*), II, 611.
Margaritate hydrique, II, 621.
Margarone, II, 609.
Mars (voy. *Fer*), II, 41.
Martial éthiops (voy. *Quadroxyde triferrique* II, 48).
Mascagnine (voy. *Sulfate-ammonique*), II, 263.
Massicot (voy. *Equi-oxyde plombique*), II, 181.
Matières colorantes, II, 470; — bleues, 757;—jaunes, 776;— rouges, 769.
Matière, caseuse (voy. *Caséine*), II, 879.
Méconate, II, 699; — hydrique, 699; — morphique, 792.
Méconine, II, 938.
Méconés, II, 699.
Médulline, II, 868.
Mélaconise (voy. *Equi-oxyde cuprique*), II, 120.
Mélampyrine, II, 989.
Mélantérie (voy. *Sulfate équi-ferrique*), II, 58.
Mélasse (voy. *Pyromel*), II, 666.
Ménachin (voy. *Titane*), II, 380.
Méniospermine, II, 828.
Menthène, II, 747.
Mercaptan (voy. *Sulfalcool*), II, 559; — amylique (voy. *Sulfamylol*), 590.
Mercure, II, 310; — doux (voy. *Equi-chlorure mercurique*), 316; — fulminant de Howard (voy. *Fulminate mercurique*), 328; — sulfuré (voy. *Bi-sulfure mercurique*), 314.
Mésoxalates, II, 837.
Méta-camphène (voy. *Colophène*), II, 730.
Méta-gallate, II, 697.
Méta margarates, II, 619;— hydrique, 619.
Métamylène, II, 589.
Meta-phosphate de plomb (voy. *Phosphate équi-plombique*), II, 139; — de soude (voy. *Phosphate équi-sodique*), 287.
Méta-stannates, II, 370; —ammonique, 371; — potassique, 371; — sé-hydrique, 370; — sodique, 371.
Méthates, II, 486; — hydrique, 487.
Méthène, II, 484.
Méthénés, II, 484.
Méthen, II, 488; — bi-chloruré, 546.
Méthodes pour chercher les rapports des équivalens contenus dans les composés définis, I, 408.
Méthol, II, 484.
Méthyle, II, 484.
Methylène (voy. *Méthène*), II, 484.
Métoléates, II, 619; — hydrique, 619.
Mimotannin, II, 696.
Minium, II, 182.
Moufette atmosphérique (voy. *Azote*), I, 480.
Molécules, I, 9;— (quaternaires, ternaires et secondaires), I, 12.
Molybdène, II, 36.
Molybdides, II, 36.
Mono-hydrate de méthylène (voy. *Méther*), II, 488.
Mono-sulfure de fer (voy. *Equi-sulfure de fer*), II, 51.
Moréine, II, 779.
Morin (voy. *Moréine*), II, 779.
Morine, II, 779.
Moroxite (voy. *Phosphate tri-calcique*), II, 165.
Morphine, II, 788.
Mort-aux-rats (voy. *Acide arsenieux*), I, 687.
Mortiers à bâtir, II, 427.
Moscrès, II, 649.
Moyens employés pour obtenir une température très élevée, I, 171.
Mucate éthérique, II, 543; — hydrique, 582; — hydrique modifié, 582.
Mucès, II, 822.
Mucilages, II, 855.
Mucose, II, 853.
Mudarine, II, 939.
Murexane, II, 839.
Murexide, II, 838.
Muriates (voy. *Chlorures*), I, 607; — d'ammonique (voy. *Chlorure ammoni-*

que), II, 257 ; — d'argent (voy *Chlorure argentique*), 294 ; — calcaire (voy. *Chlorure calcique*), 155 ; — oxygéné de baryte (voy. *Chlorate barytique*), 177 ; — de chaux (voy. *Chlorure calcique*), 155 ; — de mercure (voy. *Equi-chlorure mercurique*), 316 ; — de potasse (voy. *Chlorure potassique*), 204 ; — de soude (voy. *Chlorure sodique*), 273 ; — oxygéné de mercure (voy. *Bi-chlorure mercurique*), 319 ; — oxygénés (voy. *Chlorates*), I, 626.

Muronïs, II, 720.

Mycomélinate hydrique, II, 837.

Myricine, II, 689.

Myristate hétérique, 624 ; — glycérique, 624 ; — hydrique, 624 ; — natroïdiques, 624.

Myristates, II, 624.

Myristine, II, 624.

Mysorine, II, 124.

N

Naphtaline, II, 929.

Narcéine, II, 798.

Narcitine, II, 939.

Narcotine, II, 795.

Natride, II, 272.

Natrium (voy. *Sodium*), II, 272.

Natroïdes, II, 198.

Natron (voy. *Carbonate sodique*), II, 276.

Neutralité chimique, I, 79 ; — électro-chimique, I, 174.

Nickel, II, 108.

Nicotine, II, 813.

Nihil album (voy. *Equi-oxyde zincique*), II, 145.

Niobium, II, 947.

Nitrate d'argent (voy. *Azotate argentique*), II, 298 ; — de baryte (voy. *Azotate barytique*), 177 ; — de bi-oxyde de mercure (voy. *Azotate hémi-mercurique*), 327 ; — de bismuth (voy. *Azotate bismuthique*), I, 718 ; — de chaux (voy. *Azotate calcique*), II, 165 ; — de deut-oxyde de mercure (voy. *Azotate hémi-mercurique*), 327 ; — de magnésie (voy. *Azotate magnésique*), 140 ; — de plomb (voy. *Azotate plombique*), 188 ; — de potasse (voy. *Azotate potassique*), 219 ; — de soude (voy. *Azotate sodique*), 283 ; — de strontiane (voy. *Azotate strontique*), 171 ; — mercureux (voy. *Azotate mercurique*), 326 ; — mercurique

oy. *Acide sulfo-stannique*), 375; — issif (voy. *Acide sulfo-stannique*), 375.

Orcanette, II, 776.

Orcéine, II, 767.

Orcine, II, 767.

Orpiment (voy. *Acide sulfarsénieux*), 698.

Orpin de Perse (voy. *Acide sulfarsénieux*), I, 698; — jaune (voy. *Acide sulfarsénieux*), 698; — rouge (voy. *Sulfure d'arsenic*), 697.

Orseille, II, 766.

Osmides, II, 360.

Osmium, II, 360.

Oxalate ammonique, II, 263; amylé-hérique, 393; — argentique, 296; — uchonique, 807; — d'ammoniaque (voy. *Oxalates ammoniques*), 262; — de plomb (voy. *Oxalate plombique*), 188. — d'oxyde d'éthyle (voy. *Oxalate éthérique*), 535; — équi-cobaltique, 105; — éthérique, 535; — jaune d'urane, 94; — mercurique, 325; — méthérique ou méthylique, 491; — mono-hydrique, I, 519; — nickélique, II, 111; — plombique, 188; — quinique, 804; — sodique, 280; — trihydrique, 519; — uréique, 834.

Oxalates ammoniques, II, 262.

Oxalurate, II, 840; — ammonique, 840.

Oxaméthane, II, 536.

Oxaméthylane, II, 491.

Oxoïdes, I, 559.

Oxoïdures plombiques, II, 181; — potassiques, 197; — zinciques, 145.

Oxyacanthine, II, 828.

Oxychlorate de potasse (voir *Hyperchlorate potassique*), II, 219.

Oxychlorure d'antimoine (voy. *Poudre d'Algaroth*), I, 714.

Oxyde ammonique, II, 252; — aureux (voy. *Equi-oxyde aurique*), 334; — aurique (voy. *Acide aurique*), 335; — bi-cuivrique, 118; — bi-plombique, 181; — bleu de tungstène, 40; — carbonique (voy. *Oxyde de carbone*), I, 517; — cobaltique (voy. *Equi-oxyde de cobalt*), II, 101; — colombique, 99; — cuivreux (voy. *Oxyde bi-cuivrique*), 118; — cuivrique (voy. *Equi-oxyde cuprique*), 120; — cuprique, 118; — cystique (voy. *Cystine*), 840; — d'aluminium, 20; — d'antimoine, I, 703; — d'antimoine (voy. *Acide antimonieux*), 704; — d'arsenic, 687; — d'arsenic (voy. *Acide arsénieux*), 687; — d'azote (voy. *Protoxyde d'azote*), 484; — d'azote (voy. *Bi-oxyde d'azote*), 487; — de baryum (voy. *Equi-oxyde barytique*), II, 173; — bismuth (voy. *Acide bismutheux*), I, 716; — de calcium (voy. *Equi-oxyde calcique*), II, 152; — de carbone, I, 517; — de chlore (voy. *Acide chlorosique*), 624; — de chrôme (voy. *Sesqui-oxyde de chrôme*), II, 30; de cobalt, 101; — de magnésium (voy. *Equi-oxyde magnésique*), 136; — de mercure (voy. *Equi-oxyde mercurique*), 313; — de méthyle (voy. *Méther*), 488; — de molybdène, 37; — de nickel, 109; — de phosphore, I, 669; — de plomb demi-vitreux (voy. *Litharge*), II, 182; — de plomb fondu (voy. *Litharge*), 182; — de potassium (voy. *Equi-oxyde potassique*), 197; — de sélénium, I, 598; — de strontium (voy. *Equi-oxyde strontique*), II, 169; — de zinc (voy. *Equi-oxyde zincique*), 145; — équi-argentique, 293; — équi-stannique (variété rouge), 368; — ferreux (voy. *Equi-oxyde de fer*), 48; — ferrique, 48; — ferroso-ferrique (voy. *Quadroxyde ferrique*), 48; — hydro-potassique, 197; — hydro-sodique, 273; — hydro-stannique, 368; — magnétique (voir *Quadroxyde ferrique*), 48; — manganeux (voir *Equi-oxyde manganique*), 84; — nitreux (voy. *Protoxyde d'azote*, I, 484; — nitrique (voy. *Bi-oxyde d'azote*), 487; — noir de cuivre (voir *Equi-oxyde cuprique*), II, 120; — noir de fer (voy. *Quadroxyde ferrique*), 48; — osmique, 361; — puce de plomb (voy. *Bi-oxyde plombique*), 183; — rouge de cuivre (voy. *Oxyde bi-cuivrique*), 118; — rouge de fer (voy. *Sesqui-oxyde ferrique*), 49; — rouge de mercure (voir *Bi-oxyde mercurique*), 313; — rouge de plomb (voy. *Minium*), 182; — rouge ou brun de manganèse (voy. *Quadroxyde trimanganique*), 84; — sodique, 272; — stannique (voy. *Stannate sé-hydrique*), 372; — un et un tiers de manganèse (voy. *Quadroxyde tri-manganique*), 84; — vert de chrôme (voy. *Sesqui-oxyde de chrôme*), 30; — zanthique (voy. *Cystose*), 841; — zincique (voy. *Equi-oxyde zincique*), 145.

Oxydule d'azote (voy. *Protoxyde d'azote*), I, 484.

Oxygène, I, 441.

Oxy-muriates (voy. *Chlorates*), I, 626.

Oxy-sels cupriques, II, 128; — nickéliques, 111; — plombiques, 186; — potassiques, 210; — zinciques, 147.
Ozone, II, 948.

P

Palladium, II, 356.
Palmate hydrique, II, 622.
Palmine, II, 622.
Palmitates (voy. *Cétates*), II, 596.
Panabase, II, 122.
Panacée mercurielle (voy. *Iodure mercurique*), II, 816.
Parabanates, II, 839.
Paractanogène, I, 646.
Paraffine, II, 928.
Paramaléates, II, 681; — hydrique, 681.
Paraménispermine (voy. *Ménispermine*), II, 828.
Para-morphine (voy. *Thébaïne*), II, 797.
Paramylène, II, 589.
Paranaphtaline, II, 929.
Paratartrates, II, 691; — hydrique, 691.
Particules, I, 9.
Partie anorganique, I, 441; — organique, II, 433.
Pectés, II, 870.
Pectine, II, 870.
Pectose, II, 870.
Peinture sur émail, II, 424; — sur verre, 423.
Pelopium, II, 947.
Pélosine, II, 828.
Per-chlorure d'antimoine (voy. *Acide chlorantimonique*), I, 715; — de fer (voy. *Sesqui-chlorure de fer*), II, 55; — de phosphore (voy. *Acide chloro-phosphorique*), I, 680; — d'or (voy. *Acide chloraurique*), II, 336.
Per-chromates, II, 34.
Permutation chimique, I, 66.
Per-oxyde d'argent, II, 293; — de cobalt (voy. *Sesqui-oxyde cobaltique*), 102; — de cuivre (voy. *Bi-oxyde cuprique*), 121; — de fer (voy. *Sesqui-oxyde ferrique*), 49; — d'or (voy. *Acide aurique*), 335; — de manganèse (voy. *Bi-oxyde manganique*), 85; — de plomb (voy. *Bi-oxyde plombique*), 183; — d'urane, 93.
Phéménine, II, 828.
Per-sulfate de fer (voy. *Sulfate sesquiferrique*), II, 60.
Per-sulfure d'antimoine (voy. *Acide sulf-antimonique*), I, 710; — d'arsenic (voy. *Acide sulf-arsénique*), 699.
Péruvine, II, 717.
Peucédanine, II, 940.
Peucyl, II, 729.
Peucylène (voy. *Pencyl*), II, 729.
Pharmacosidérite, II, 62.
Phénomènes qui accompagnent l'action chimique, I, 159; — qui accompagnent l'action chimique (recherches du comte de Rumford), 162; — recherches de Crawford, 161; — qui accompagnent l'action chimique (recherches de M. Despretz), 163; — qui accompagnent l'action chimique (recherches de Dulong), 165; — qui accompagnent l'action chimique (recherches de Hess), 168; — qui accompagnent l'action chimique (recherches de Lavoisier), 160; — qui accompagnent l'action chimique (observations de M. J.-J. Welter), 164.
Philipsite, II, 122.
Phloretine, II, 674.
Phlorizéine, II, 674.
Phlorizine, II, 673.
Phocénate hydrique, II, 579; — astroïdiques, 579; — plombique, 580.
Phocénone, II, 579.
Phosphammoniaque, I, 663.
Phosphate acide d'ammoniaque (voy. *Phosphate bi-hydrammonique*), II, 267. — acide de chaux (voy. *Phosphate calco-bi-hydrique*), 166; — acide de soude (voy. *Phosphate bi-hydro-sodique*), 285; — ammoniques, 266; — ammoniaco-bi-magnésique, 267; — ammoniaco-magnésien (voy. *Phosphate magnésico ammonique*), 241; — ammoniaco-magnésien (voy. *Phosphate ammonico bi-magnésien*), 267; — d'ammoniaque ordinaire (voy. *Phosphate hydro-bi-ammonique*), 267; — argentiques, 301; — 1/3 basique (voy. *Phosphate calcique des os*), 166; — basique d'ammoniaque (voy. *Phosphate tri-ammonique*), 267; — basique de soude (voy. *Phosphate tri-sodique*), 285; — bi-basiques, I, 676; — tri-basique de plomb (voy. *Phosphate bi-plombique*), II, 189; — bi-hydrique, I, 677; — bi-hydro-ammonique, II, 267; — bi-hydro-sodique, 285; — bi-plombique, 189; —

ique, 286 ;—calciques, 165 ; — cal-
rique, 166;—calcique des os, 166;—
nique, 807 ; — de fer, 61;—de plomb
Phosphate tri-plombique), 189 ; —
mb mono-basique (voy. *Phosphate*
lombique), 189 , — de soude (voy.
ate bi-sodique), 286 ;—de soude or-
(voy. *Phosphate bi-hydrosodique*),
en proportions compliquées, I ,
équi-plombique, II, 189 ; — équi-
, 287 ; — éthériques, 535 ; — éthé-
alliques , 535 ; — fusible (voy.
ate magnésico-ammonique), 141 ;
er-hydrique , 567 ; — hydro-bi-
ique, 287 ; — hydro-bi-calcique,
hydro-bi-cobaltique, 105 ; — hy-
i-potassique , 285 ; — hydro-bi-
, 284 ; — hydro-sodique, 286 ; —
), 239 ; — magnésico-ammonique,
magnésiques, 141 ; — mono-ba-
I. 676 ; — mono-hydrique, 676 ;
phique, II. 792 ; — neutre d'am-
ue (voy. *Phosphate hydro-bi-am-*
e), 287 ; — neutre de chaux (voy.
ate hydro-bi-calcique), 165 ; —
de soude (voy. *Phosphate hydro-*
ique), 284 ;—ordinaires (voy. *Phos-*
ri-basiques), I , 677 ; — potassi-
I, 232 ; — quinique, 805 ; — so-
hique , 239 ; — sodiques, 284 ; —
(voy. *Phosphate hydro-bi-sodi-*
4 ; — sodiques bi-basiques , 286 ;
ique neutre (voy. *Phosphate équi-*
), 287 ; — sodique neutre (voy.
ate bi-sodique), 286 ; — sodiques
ques, 284 ; — strychnique, 817 ;
mmonique, 267 ; — tri-basiques,
; — tri-basique de plomb (voy.
ate tri-plombique), II , 189 ; —
ique, 165 ; — tri-hydrique, I, 677 ;
lombique, II, 189 ; — tri-sodique,

PHATES, I, 673 ; — hydrique, 674.
PHORE, I, 661 ; — de Canton (voy.
ilfure calcique) , II , 154 ; — de
rg (voy. *Chlorure calcique*), 155 ;
ique, 174.
SPHURE de baryum (voy. *Phos-*
barytique, II , 174 ; — calcique ,
. de calcium (voy. *Phosphure cal-*
156 ; — d'hydrogène, I ,668.
BE (voy. *Fluor*), I, 641.
ORURES (voy. *Fluorures*) , I. 642.
YE, II, 851.
TOSTÉARÉS, II, 623.

PICROTOXINE , II , 941.
PICRO LICHÉNINE , II , 940.
PIERRE infernale (voy. *Azotate argentique*) , II , 298 ; — précieuses factices, 420.
PIMÉLATES, II, 615 ; — hydrique, 616.
PINATE hydrique, II, 784.
PIPERIN, II, 829.
PIPÉRINE, II, 829.
PITOXINE, II, 808.
PLATINA del PINTO (voy. *Platine*) , II, 344.
PLATINE , II, 344 ; — en éponge, 346.
PLATINIDES, II, 343.
PLATINOÏDES, II, 343.
PLATYOPHTHALMON (voy. *Acide sulf-antimonieux*), I, 707.
PLATYOPHTHALMON (voy. *Antimoine*), I, 700.
PLOMB , II , 178 ; — carbonaté (voy. *Carbonate plombique*), 186 ; — chromaté (voy. *Chromate plombique*) , 190 ; — corné (voy. *Chlorure plombique*), 185 ; — rouge de Sibérie (voy. *Chromate plombique*), 190 ; — sulfuré (voy. *Équi-sulfure plombique*), 184.
PLOMBAGIN , II , 941.
POIDS spécifique, II, 449.
POLYCYANURES, I, 652.
POLIGALINE (voy. *Sénégine*), II, 943.
POLYMORPHISME (apparition de lumière dans les modifications du) , I, 37 ; — (influence des corps étrangers sur le) , 37 ; — (influence de la pression et de la capillarité sur la production du) , 36 ; — produit par une variation de température, 33.
POLYSULFURE ammonique, II, 257 ;— calcique , 154 ; — de potassium (voy. *Quinti-sulfure potassique*), 203 ; — d'hydrogène (voy. *Polysulfure hydrique*), I, 571 ; — hydrique, 571.
POMPHOLIX (voy. *Équi-oxyde zincique*), II, 145.
POPULINE , II , 941.
PORPYROXINE , II , 941.
POTASSE (voy. *Carbonate potassique*), II, 210.
POTASSE (voy. *Hydrate potassique*) , II, 197.
POTASSE (voy. *Équi-oxyde potassique*), II, 197 ; — caustique (voy. *Hydrate potassique*) , 197 ; — à l'alcool (voy. *Hydrate potassique*), 197.
POTASSIUM , II , 194.

Potée d'étain (voy. *Acide stannique blanc*), II, 370.

Poudre, II, 221 ; — aux mouches (voy. *Arsenic*), I, 683 ; — d'Algaroth, 714 ; — de succession (voy. *Bi-chlorure mercurique*), II, 319 ; — des chartreux (voy. *Kermès*), I, 710; — fulminante de Brugnatelli (voy. *Fulminate argentique*), II, 300.

Poupre de Cassius, II, 338.

Précipité blanc (voy. *Équi-chlorure mercurique*), II, 316 ; — per se (voy. *Bi-oxyde mercurique*), 313 ; — rouge (voy. *Bi-oxyde mercurique*), 313.

Pressions (corrections relatives aux), I, 418.

Principe doux des huiles (voy. *Glycérine*), II, 565 ; — immédiats, 434.

Problèmes relatifs à l'analyse chimique, I, 406 ; — relatifs aux volumes des gaz et à leur mélange, 417, — relatifs aux mélanges des fluides élastiques, 420 ; — relatifs aux équations chimiques. 407 ; — relatifs aux volumes et au poids spécifique des gaz, 412 ; — relatifs aux proportions chimiques, 404 ; — sur les équivalens, 404 ; — sur les poids spécifiques des gaz, relatifs aux proportions chimiques, 416.

Procédés employés pour faire réagir l'électricité sur les corps, I, 352 ; — pour faire réagir les corps les uns sur les autres, 386 ; — employés pour faire réagir les corps solides les uns sur les autres, 387 ; — employés pour séparer les corps combinés ou mélangés, 373 ; — employés pour obtenir une basse température, 349 ; — pour séparer les gaz mélangés, 374 ; — pour recueillir les gaz, 375 ; — pour faire réagir une longue série d'étincelles électriques sur les gaz, 354.

Production des oxydes d'antimoine et d'arsenic, et de l'hydrure de ce dernier élément, I, 355.

Produits chimiques, I, 82 ; — cornés (voy. *Chlorures*), 607 ; — essentiel de la soude brute et du sel de soude (voy. *Carbonate sodique*), II, 276 ; — essentiel des soudes naturelles et factices (voy. *Carbonate sodique*), II, 276 ; — immédiats, 434 ; — organiques, 433 ; — organiques définis ou moléculaires, 434 ; — organiques dérivés, 434 ; — organiques particulaires, 434.

Proportions chimiques, I, 88 ; — des combinaisons, exprimées en volume, 8. — pondérales des combinaisons, 8.

Protéine, II, 876.

Protés, II, 876.

Protide, II, 876.

Propriétés physiques, I, 6.

Proto-arséniure d'hydrogène (voy. *Arséniammoniaque*), I, 685 ; — bromure de mercure (voy. *Brômure équi-mercurique*), II, 322 ; — carbure d'hydrogène, I, 526 ; — chlorure d'antimoine (voy. *Acide Chlorantimonieux*), 713 ; — chlorure d'étain (voy. *Équi-chlorure stannique*), II, 376 ; — chlorure de fer (voy. *Équi-chlorure de fer*), 54 ; — chlorure de manganèse (voy. *Chlorure équi-manganique*), 88 ; — chlorure de mercure (voy. *Équi-chlorure mercurique*), 316 ; — chlorure d'or (voy. *Chlorure aurique*), 336 ; — chlorure de platine (voy. *Chlorure platinique*), 347 ; — chlorure de phosphore (voy. *Acide chloro-phosphoreux*), I, 680 ; — chlorure de soufre, 681 ; — iodure de mercure (voy. *Équi-iodure mercurique*), II, 322 ; — nitrate de mercure (voy. *Azotate mercurique*), 326 ; — sulfure de fer (voy. *Sulfate-équi-ferrique*), 58 ; — sulfate de mercure (voy. *Sulfate mercurique*), 326 ; — sulfure de cuivre (voy. *Sulfure bi-cuprique*), 121 ; — sulfure d'étain (voy. *Équi-sulfure stannique*), 374 ; — sulfure de fer (voy. *Équi-sulfure de fer*), 51 ; — sulfure de mercure (voy. *Sulfure mercurique*), 314.

Protoxyde d'antimoine (*Acide antimonieux*), I, 704 ; — d'azote, 484 ; — d'étain (voy. *Équi-oxyde stannique*), II, 367 ; — de calcium (voy. *Équi-oxyde calcique*), 152 ; — de cuivre (voy. *Oxyde bi-cuivrique*), 118 ; — de fer (voy. *Équi-oxyde de fer*), 48 ; — de manganèse (voy. *Équi-oxyde manganique*), 84 ; — de mercure (voy. *Équi-oxyde mercurique*), 313 ; — de nickel (voy. *Équi-oxyde nickélique*), 109 ; — d'or (voy. *Équi-oxyde aurique*), 334 ; — potassium (voy. *Équi-oxyde potassique*), 197 ; — de plomb (voy. *Équi-oxyde plombique*), 181.

Prussiates (voy. *Cyanures*), I, 647 ; — de mercure (voy. *Bi-cyanure mercurique*), II, 324 ; — ferrurés (voy. *Triples cyanures*), I, 652.

Pseudo-benzène (voy. *Benzène*), II, 702.

Pseudo-érythrine (voy. *Érythrine*), II, 768.
Pseudo-morphine, II, 797.
Psilomélane, II, 86.
Purpurate d'ammoniaque (voy. *Muroxide*), II, 838.
Purpurine, II, 770.
Pyrite blanche, II, 58; — cubique, 58; — cuivreuse (voy. *Chalko-pyrite*), 122.
Pyrite efflorescente, II, 58; — jaune, 58; — magnétique, 51; — magnétique de Barèges, 51; — prismatique, 58.
Pyrogallates, II, 697.
Pyroligniteb (voy. *Acétates*), II, 511; — de plomb (voy. *Acétate plombique*), 518.
Pyrolusite (voy. *Bi-oxyde manganique*), II, 85.
Pyromel, II, 666.
Pyroméconates, II, 699.
Pyromucalcool (voy. *Pyro-mucate éthérique*), II, 544.
Pyromucate éthérique, II, 544; — éthérique, 583; — d'oxyde d'éthyle (voy. *Pyromucate éthérique*), 544; — hydrique, 582.
Pyrophosphate acide de soude (voy. *Phosphate hydro-sodique*), II, 286; — de plomb (voy. *Phosphate bi-plombique*), 289.
Pyrotartrates, II, 692.
Pyruvates, II, 692.

Q

Quadroxyde de cuivre (voy. *Bi-oxyde cuprique*), II, 121; — ferrique, 48; — tri-manganique, 84; — tri-uranique, 93.
Quartz (voy. *Acide silicique*), II, 11.
Quassine, II, 942.
Quercie, II, 942.
Quercitannin (voy. *Tannin*), II, 694.
Quercitrétine, II, 780.
Quercitrine, II, 780.
Quinate quinique, II, 805.
Quinine, II, 801.
Quinoléine, II, 808.
Quinoïdine, II, 808.
Quinti-sulfure potassique, II, 202.
Quintoxyde quadruranique, II, 93.

R

Radical fluorique (voy. *Fluor*), I, 641.
Rapports des équivalens chimiques aux poids spécifiques, I, 129.
Réactions chimiques, I, 6; — chimiques, 62; — entre des corps solides, liquéfiables, et dont l'un au moins est volatil, 388; — entre les solides et les liquides, 391; — entre les gaz et les liquides, 395; — entre des corps solides, liquéfiables et fixes, 387; — entre des corps solides, fixes et infusibles, 387; — entre les liquides, 393; — entre les gaz, 394; — entre les gaz et les solides, 397; — entre des corps solides, donnant naissance à des produits volatils, 389; — de la lumière sur les corps, 359.
Réalgar (voy. *Sulfure d'arsenic*), I, 697.
Ricinate hydrique, II, 621.
Ricinis, II, 620.
Réduction, II, 437.
Régule (voy. *Antimoine*), I, 700; — d'antimoine (voy. *Antimoine*), 700; — d'arsenic (voy. *Arsenic*), 683.
Relation entre les nombres des molécules chimiques contenues dans le même volume apparent, I, 138; — entre le volume des particules, l'isomorphisme et le poids spécifique, 139; — entre les volumes des particules et les proportions chimiques, 133; — des formes corpusculaires, 12; — des poids spécifiques des corps avec les proportions chimiques (formule de M. Kupfer sur la), 126; — des poids spécifiques et des poids moléculaires des corps, 128; — des poids spécifiques des corps avec les proportions chimiques, 126; — des poids spécifiques des corps avec les proportions chimiques (observations de M. Gay-Lussac sur les), 126; — des poids spécifiques des corps et de leurs poids moléculaires, indiquée par M. Persoz, 132; — de la caloricité spécifique des corps avec les proportions chimiques, 107.
Résines, II, 469.
Résine jaune de gomme gutte, II, 778.
Résinéine (voy. *Colophène*), II, 730.
Résumé de la partie pratique de la chimie générale, I, 401; — de ce qui est relatif aux phénomènes qui accompagnent l'action chimique, 177; — de ce qui est relatif aux modifications de la température dans les réactions chimiques, 173.
Rhabarbarine, II, 780.
Rhamnéine, II, 781.

Rhamnine, II, 791.
Rhodium, II, 363.
Roi (voy. *Or*), II, 330; — des métaux (voy. *Or*), 330.
Rouge d'Angleterre (voy. *Sesqui-oxyde ferrique*), II, 49.
Rubine d'arsenic (voy. *Sulfure d'arsenic*), I, 697.
Ruthénium, II, 389.
Rutile (voy. *Acide titanique*), II, 691.

S

Sabadelline, II, 889.
Saccharate, II, 693; — (appendice aux), II, 693.
Safran d'antimoine, I, 709; — de Mars (voyez *Sesqui-oxyde ferrique*), II, 49.
Safre, II, 106.
Salicine, II, 670.
Salicylaire, II, 672; — méthérique, 743.
Salicylol normal (voy. *Hydrure de salicyle*), II, 672.
Salsoline, II, 671.
Salsolines composées, II, 490.
Salsirétine, II, 671.
Salsare (voy. *Chlorure sodique*), II, 273.
Salsiac (voy. *Chlorure ammonique*), II, 287.
Salpêtre (voy. *Azotate potassique*), II, 219.
Sandaracha (voy. *Sulfure d'arsenic*), I, 697.
Sanguinarine, II, 801.
Santaline, II, 775.
Santonine, II, 942.
Saponine, II, 942.
Saturne (voy. *Plomb*), II, 178.
Scheelium (voy. *Tungstène*), II, 39.
Sciences (résumé de l'analyse des), I, 4; — (application des), 4; — expérimentales (origine et constitution des), 1.
Scillitine, II, 948.
Scorodite, II, 62.
Sébates, II, 608; — hydrique, 608; — éthérique, 608.
Sels, II, 482; — (discussions sur la nature des), I, 78.
Sels, I, 78.
Sels, I, 72.
Sel (voy. *Chlorure sodique*), II, 273; — acide, I, 79; — alembroth, II, 321; — amer (voy. *Sulfate magnés*
— ammoniac (voy. *Chlorure que*), 257; — basique, I, 7
thartique amer (voy. *Sulfa sique*), II, 189; — chrom
— cinchonique, 807; — c
105; — conique, 833; — d
(voy. *Sulfate magnésique*), 1
pine, 810; — d'Epsom (vo *magnésique*), 189; — d'étain *qui-chlorure stannique*), 8
Brucine, 918; — de codéine,
cuisine (voy. *Chlorure sodiqu*
de fer, 55; — de Glauber (vo *sodique*), 280; — de Labarra *Hypochlorite sodique*), 283;
cotine, 796; — de nitre (voy. *potassique*), 219; — de quinin
de Saturne (voy. *Acétate p*
518; — de Sedlitz (voy. *Sulfa sique*), 189; — de morphine,
solanine, 811; — de Seignette *trate potassico-sodique*), 68
strychnine, 915; — de tartre *bonate potassique*), 210; — d
(voy. *Chlorure ammonique*),
d'or (voy. *Chlorosaure hydri*
— dubbus (voy. *Sulfate potassi*
— essentiel de l'urine (voy. *ammoniaco-bi-magnésique*), 2
brifuge de Sylvius voy. *Chlor sique*), 204; — fusible de Pur *Phosphate ammoniaco-bi-mag*
267; — gemme (voy. *Chlorure*
273; — marin (voy. *Chlorure*
273; — microcosmique (voy. *magnésico-ammonique*), 141; -
cosmique (voy. *Phosphate amm magnésique*), 267; — natif d
(voy. *Phosphate ammoniaco-bi que*), 267; — ordinaire (voy. *sodique*), 273; — phosphoric *Phosphate ammoniaco-bi-mag*
267; — polychreste de Glauber *fate potassique*), 214; — secret
ber (voy. *Sulfate ammonique*),
sédatif de Homberg (voy. *Bora que*), 5; — végétal (voy. *Fo potassique*), 686; — volatil am
(voy. *Sesqui-carbonate ammoniq*
— copulé, 405.
Sénegine, II, 943.
Séléniate hydrique, I, 599; - tique, II, 297.
Sélénium, I, 598.

Séléniure hydrique, I, 599.
Séparation des liquides, I, 377; — des liquides et des solides, 377; — des liquides et des solides simplement mélangés, 377; — des solides dissous dans des liquides, 386.
Septoma (voy. *Azote*), I, 480.
Sesqui-carbonate ammonique, II, 265; — de soude (voy. *Carbonate hydro-bi-sodique*), 280.
Sesqui-chlorure de fer, II, 58; — ammonique, 89; — cuprique, 362; — rhodique, 363; — stannique, 377.
Sesqui-oxyde cobaltique, II, 102; — de chrome, 30; — d'uranium, 98; — ferrique, 49; — manganique, 84; — nickélique, 109; — stannique, 369.
Sesqui-sulfure cobaltique, II, 109; — de fer, 51; — stannique, 374.
Sesquioxides, II, 41.
Sidérose, II, 37.
Signes, I, 8; — chimiques, 805.
Silicates, II, 13.
Silicates, II, 391; — (nomenclature des), 400; — (rôle des bases dans les), 395; — (rôle de l'acide dans les), 394; — (constitution des), 399; — (solution des), 401; — argentique, 391; — artificiel, 409; — calcique, 168; — de fer, 63; — de zinc (voy. *Calamine*), 148; — éthérique, 537; — hydrique, 14; — manganique, 92; — magnésique, 142; — naturel, 402; — plombique, 190; — potassique, 234; — sodique, 289.
Silicates naturels, II, 391.
Silice (voy. *Acide silicique*), II, 11.
Silicium, II, 9; — (observation sur l'équivalent du), II, 18.
Smaltine (voy. *Arséniure cobaltique*), I, 106.
Smilacine, II, 943.
Smithsonite (voy. *Carbonate zincique*), II, 147.
Sodium, II, 272.
Solanine, II, 810.
Soleil (voy. *Or*), II, 330.
Soude (voy. *Carbonate sodique*), II, 276; — caustique (voy. *Oxyde hydro-sodique*), 273; — à l'alcool (voy. *Oxyde hydro-sodique*), 273.
Soufre, I, 562; — rouge des volcans (voy. *Sulfure d'arsenic*), 697.
Sous-nitrate de bismuth (voy. *Azotate quadri-bismuthique*), I, 718.
Sous-oxyde de cuivre (voy. *Oxyde bi-cuivrique*), II, 118; — de plomb (voy. *Oxyde bi-plombique*), 191; — zincique, 145.
Sous-sésels, II, 470.
Sous-sulfate de mercure (voy. *Sulfate tri-mercurique*), II, 326.
Sous-sulfures de fer, II, 50.
Spath calcaire (voy. *Calcaire*), II, 157; — fluor (voy. *Fluorure calcique*), 185; — perlé (voy. *Équi-carbonate magnésique*), 137; — pesant (voy. *Sulfate tungstique*), 176.
Sperrise, II, 53.
Sperma-céti (voy. *Cétate cétharique*), II, 598.
Spiréine, II, 781.
Stannates, II, 370.
Stannétés, II, 372.
Stannate, II, 372; — auriqué (voy. *Pourpre de Cassius*), 368; — séchydrique, 372; — tri-potassique, 370; — tri-sodique, 373.
Stanniné (voy. *Acide stannique brun*), II, 369.
Stannoïdes, II, 369.
Staphysaire, II, 822.
Statique corpusculaire, I, 9.
Stéarates, II, 612; — barytique, 614; — calcique, 614; — éthérique, 614; — glycérique, 614; — hydrique, 612; — plombique, 614; — potassique, 613; — sodique, 613.
Stéarine (voy. *Stéarate glycérique*), II, 614; — de suif de mouton, 627; — pure, 627.
Sténiconise (voy. *Acide antimonéolique*), I, 705.
Stibine (voy. *Acide sulf-antimonieux*), I, 707.
Stibium (voy. *Antimoine*), I, 700.
Stilbine, II, 701.
Stramonine, II, 818.
Strass, II, 416.
Strontianite (voy. *Carbonate strontique*), II, 171.
Strontiane (voy. *Équi-oxyde strontique*), II, 169; — carbonatée (voy. *Carbonate strontique*), 171; — cristallisée (voy. *Hydrate strontique*), 170; — sulfatée (voy. *Sulfate strontique*), 174.
Strontium, II, 169.
Strychnine, II, 814.
Sublimation, I, 388.
Sublimé corrosif (voy. *Bi-chlorure*

mercurique), II, 319; — doux (voy. *Équi-chlorure mercurique*), 316.

Substitution, I, 88.

Succinates, II, 615; — ammonique, 617; — hydrique, 617; — éthérique, 542.

Sucre, II, 652; — (son extraction), 659; — candi, 665; — d'amidon (voy. *Glucose*), 666; — de champignons, 669; — de diabète (voy. *Glucose*), 666; — de fécule (voy. *Glucose*), 666; — de fruits (voy. *Carpomel*), 665; — de lait (voy. *Lactine*), 580; — de pommes de terre (voy. *Glucose*), 666; — de raisin (voy. *Carpomel* 665 et *Glucose*), 666; — de Saturne (voy. *Acétate plombique*), 518; — d'orge, 665; — incristallisable, 665; — insipide, 669; — liquide (voy. *Pyromel*), 666.

Suif de bœuf, II, 626; — de bouc, 628; — de mouton, 627.

Sulfalcool, II, 559.

Sulfamyléther, II, 592.

Sulfamylol, II, 590.

Sulfantimoniate potassique, II, 234.

Sulfantimonite potassique, II, 234.

Sulfates, I, 578; — acide d'oxyde d'éthyle (voy. *Sulfate-éther hydrique*). II, 533; — aluminique, 24; — ammonique, 263; — argentique, 297; — atropique, 810; — barytique, 176; — cadmique, 150; — calcique, 160; — chromique, 35; — cinchonique neutre basique, 807; — d'ammoniaque (voy. *Sulfate ammonique*), 263; — d'argent (voy. *Sulfate argentique*), 297; — de baryte (voy. *Sulfate barytique*), 176; — de bi-oxyde de mercure (voy. *Sulfate hémi-mercurique*), 326; — de chaux (voy. *Sulfate calcique*), 160; — de cuivre (voy. *Équi-sulfate cuprique*), 125; — de magnésie (voy. *Sulfate magnésique*), 139; — de fer (voy. *Sulfate sous-ferrique*), 60; — de potasse (voy. *Sulfate potassique*), 214; — de protoxyde de fer (voy. *Sulfate équi-ferrique*), 58; — de protoxyde de manganèse (voy. *Sulfate équi-magnésique*), 90; — de sesqui-oxyde de fer (voy. *Sulfate sous-ferrique*), 60; — de strontiane (voy. *Sulfate strontique*), 171; — de zinc (voy. *Sulfate zincique*), 147; — di-hydrique, I, 592; — d'oxyde de glycérile (voy. *Sulfate glycer-hydrique*), II, 566; — éther-hydrique, 533; — éthérométallique, 534; — équi-cobaltique, 105; — équi-ferrique, 58; — équi-manganique, 90; — équi-stannique, 378; — équi-uranique, 94; — ferreux (voy. *Sulfate équi-ferrique*), 58; — ferrique, 58; — ferrique (voy. *Sulfate sous-ferrique*), 6; — glycer-hydrique, 566; — glycro-calcique, 566; — hémi-mercurique, 326; — hydrique, I, 580; — hydro-potassique, II, 215; — hydro-sodique, 22; — lithique, 230; — magnésique, 139; — manganeux (voy. *Sulfate équi-manganique*), 90; — manganique (voy. *Sulfate sous-manganique*), 91; — mercureux (voy. *Sulfate mercurique*), 326; — mercurique, 326; — mercurique (voy. *Sulfate hémi-mercurique*), 326; — méso-hydrique, I, 580; — morphique, II, 732; — méthérique ou méthylique, 490; — narcotique, 796; — neutre d'alumine (voy. *Sulfate aluminique*), 24; — potassique, 214; — quinique basique, 804; — quinique neutre, 804; — sodique, 230; — sous-ferrique, 60; — sous-manganique, 91; — strontique, 171; — sous-uranique, 94; — strychnique, 816; — tri-hydrique, 592; — trimercurique, II, 35; — zincique, 147.

Sulfates sulfurés, I, 593.

Sulféther ou sulfo-zymèther, II, 30.

Sulfhydrate d'ammoniaque (voy. *Sulfure ammonique*), II, 256; — de sulfure d'éthyle (voy. *Sulfalcool*), 559; — de sulfure de méthyle (voy. *Sulfo-méthol*), 486.

Sulfhypo-sulfates (voy. *Bi-sulfates sulfurés*), I, 594.

Sulfide antimonique (voir *Acide sulfantimonique*), I, 710; — arsénique (voy. *Acide sulfarsénique*), 699; — carbonique (voy. *Acide sulfo-carbonique*), 571; — hydrique (voy. *Sulfure hydrique*), 567.

Sulfites, I, 576; — ammonique, II, 264; — argentique, 297; — cadmique, 162; — chromique, 35; — de chaux (voy. *Sulfite calcique*), 162; — de potasse (voy. *Sulfite potassique*), 213; — de soude (voy. *Sulfite sodique*), 229; — potassique, 213; — sodique, 230.

Sulfites sulfurés (voir *Sulfates sulfurés*), I, 593.

Sulfo-arséniure cobaltique, II, 104.

Sulfo-cyanogène, I, 656.

Sulfo-cyanures, I, 657; — de potassium (voy. *Sulfo-cyanure potassique*),

II, 208 ; — potassique, 208 ; — strychnique, 816.

Sulfo-méther, II, 489.

Sulfo-méthol, II, 486.

Sulfo-zyméther, II, 558.

Sulfure ammonique, II, 256 ; — argentique, 294 ; — barytique, 174 ; — bicuprique, 121 ; — cobaltique, 102 ; — cuivreux (voy. *Sulfure bi-cuprique*), 121 ; — cuprique, 121 ; — cuprique (voy. *Équi-sulfure cuprique*), 121 ; — d'aluminium, 22 ; — d'antimoine (voy. *Acide sulfantimonieux*), I, 707 ; — d'antimoine (produit tiré directement des), 709 ; — d'arsenic, 697 ; — d'argent (voy. *Sulfure argentique*), II, 294 ; — de bismuth (voy. *Acide sulfo-bismutheux*), I, 717 ; — de carbone (voy. *Acide sulfo-carbonique*), 571 ; — de chaux (voy. *Poly-sulfure calcique*), II, 154 ; — de cyanogène (voy. *Sulfo-cyanogène*), I, 656 ; — de méthyle (voy. *Sulfo-méther*), II, 489 ; — de mercure (voy. *Bi-sulfure mercurique*), 314 ; — de nickel (voy. *Équi-sulfure nickélique*), 109 ; — de phosphore, I, 679 ; — de plomb (voy. *Équi-sulfure plombique*), II, 184 ; — de potassium (voy. *Équi-sulfure potassique*), 201 ; — de zinc (voy. *Sulfure zincique*), 145 ; — d'éthyle (voy. *Sulféther*), 530 ; — d'éthyle (voy. *Sulfo-zyméther*), 558 ; — d'hydrogène (voy. *Sulfure hydrique*), I, 567 ; — ferrique (voy. *Sesqui-sulfure de fer*), II, 51 ; — hydrique, I, 567 ; — hydroammonique, II, 256 ; — jaune d'arsenic (voy. *Acide sulfarsénieux*), I, 698 ; — mercurique, II, 314 ; — nickélique, 109 ; — niccolique (voy. *Équi-sulfure nickélique*), 109 ; — potassique, 201 ; — rouge d'arsenic (voy. *Sulfure d'arsenic*), I, 697 ; — sodique, II, 273 ; — stanneux (voy. *Équi-sulfure stannique*), 374 ; — stannique (voy. *Acide sulfo-stannique*), 375 ; — stannique, 169 ; — sus-stanneux (voy. *Sesqui-sulfure stannique*), 374 ; — zincique, 145.

Surinamine, II, 829.

Sur-oxyde cobaltique (voy. *Sesqui-oxyde cobaltique*), II, 102 ; — de cuivre (voy. *Bi-oxyde cuprique*), 121 ; — de manganèse (voy. *Bi-oxyde manganique*), 85 ; — niccoleux (voy. *Sesqui-oxyde nickélique*), 109 ; — plombique (voy. *Bi-oxyde plombique*), 183 ; — zincique, 145.

Sylvate hydrique, II, 734.

Synaptase, II, 882.

Strainoine, II, 938.

T

Tableau comparatif des équivalens chimiques et des poids spécifiques des corps élémentaires rapportés à la même unité, I, 129 ; — comparatif des volumes des particules des corps isomorphes, tiré des observations de M. Hermann Kopp, 141 ; — de la caloricité spécifique des élémens chimiques, comparée avec le poids de leurs atomes, 108 ; — de la comparaison des degrés alcoométriques de M. Gay-Lussac et de l'aréomètre de Cartier avec les poids spécifiques correspondans, II, 500 ; — des éthers chlorés des séries zymosique et méthénique, 561 ; — des poids spécifiques de l'alcool correspondant aux degrés alcoométriques, 498 ; — des principaux dérivés de l'ammoniaque, 270 ; — des corps polymorphes, I, 38 ; — de la force élastique de la vapeur d'eau, 458 et 459 ; — des groupes des amylés, II, 594 ; — du groupe des balsamés, 718 ; — du groupe des cétènés, 599 ; — du groupe des citrés, 681 ; — du groupe des colorés, 782 ; — du groupe des galactés, 588 ; — du groupe des muronés, 753 ; — du groupe des saccharés, 675 ; — du groupe des tannés, 698 ; — du groupe des tartrés, 698 ; — général des composés du groupe zimosique, 564 ; — indiquant les dilatations absolues, les volumes et les poids spécifiques de l'eau de + 17° à — 9°, le maximum de densité et l'unité de volume étant à + 4°, I, 454 ; — indiquant les principales propriétés des huiles végétales, II, 636 ; — indiquant l'accroissement d'un volume d'eau égal à l'unité, depuis + 4° jusqu'à — 100°, I, 455.

Table des équivalens chimiques, I, 403 ; — des équivalens chimiques, I, 423 ; — des équivalens (formation de la), 423.

Tanguine, II, 944.

Tannates II, 696 ; — hydrique (voy. *Tannin*), 694.

Tannés, II, 694.

Tannin, II, 694.

Tantale (voy. *Colombium*), II, 98.

Tartralate hydrique, II, 692.

Tartrate, II, 683 ; — ammoni-

ques, 688 ; — bi ferrique, 684 ; — bi-potassique, 686 ; bi-sodique, 687 ; — silicques, 685 ; — d'ammoniaque (voy. *Tartrates ammoniques*), 688 ; — d'antimoine et de potasse (voy. *Émétique*), 688 ; — de potasse et de soude (voy. *Tartrate potassico-sodique*), 687 ; — ferro-potassique, 684 ; — hydrique, 688 ; — hydro-potassique, 688 ; — hydro-sodique, 687 ; — potassico-sodique, 687 ; — sesqui-ferro-potassiques, 684.

Tartre, II, 688.

Tartre, émétique (voy. *Émétique*), II, 688 ; — stibié (voy. *Émétique*), 688 ; — tartarisé (voy. *Tartrate bipotassique*), 686 ; — vitriolé (voy. *Sulfate potassique*), 214.

Tartrimate hydrique, II, 698.

Tellurium, II, 708.

Tellure, I, 600.

Tellurure hydrique, I, 600.

Température (corrections relatives aux), I, 415 ; — (Abaissement de la) dans les réactions chimiques, I, 172.

Tennantite, II, 128.

Ténorium, II, 97.

Ténorite, II, 97.

Ténorine, II, 728.

Térébenthines, II, 470 ; — de copahu, 784 ; — des conifères, 783.

Terre alumineuse (voy. *Oxyde d'aluminium*), II, 20 ; — de l'alun (voy. *Oxyde d'aluminium*), 20 ; — foliées (voy. *Acétates*), 511 ; — foliée de tartre (voy. *Acétate potassique*), 520 ; — foliée mercurielle (voy. *Acétate hémi-mercurique*), 521 ; — foliée minérale (voy. *Acétate sodique*), 521 ; — foliée végétale (voy. *Acétate potassique*), 520 ; — magnésienne (voy. *Equi-oxyde magnésique*), 136 ; — pesante (voy. *Equi-oxyde barytique*), 173.

Thébaïne, II, 797.

Théine (voy. *Caféine*), II, 826.

Théobromine, II, 829.

Théorie, I, 2 ; — atomique, 255 ; — atomique (son application à la chimie), 256 ; — atomique proprement dite (objections contre la), 265 ; — chimiques, 219 ; — chimique des anciens Grecs, 221 ; — corpusculaire, 11 ; — de Lavoisier, 227 ; — de Stahl, 222 ; — de M. Persoz, 99 ; — électro-chimique de A. Davy, 230 ; — des types, 276 ; — des radicaux composés, 288 ; — des combinaisons des fluides élastiques en volumes, et théorie atomique (leur relation), 289 ; — générale de la constitution des corps et de la chimie, 283 ; — électro-chimiques, 230 ; — électro-chimiques en général, 241 ; — électro-chimiques (nature et valeur des), 248 ; — électro-chimiques (observations sur), 242 ; — électro-chimique d'Ampère, 238 ; — électro-chimique de Berzélius, 234 ; — électro-chimique de Becquerel, 240 ; — électro-chimique de Hisinger, 229 ; — électro-chimique d'Oërsted, 239 ; — nouvelle de l'électricité et des phénomènes électro-chimiques, 31.

Thorinium (voy. *Thorium*), II, 18.

Thorium, II, 29.

Thucker (voy. *Borate sodique*), I, 257.

Tissu cellulaire, II, 895.

Titanate hydrique, II, 261.

Titane, II, 259.

Tolène, II, 717.

Tourmaline, II, 769.

Traitement des minerais de cobalt, II, 106.

Transposition chimique, I, 66.

Trémies, I, 11.

Trempe en paquet, II, 74.

Tri-chlorure d'or (voy. *Acide chlorique*), II, 266.

Tri-cyanure d'or (voy. *Acide aurique*), II, 266.

Tri-oxyde quadruranique II, 93.

Trona (voy. *Carbonate hydro-bisodique*), II, 269.

Tungstène, II, 89.

Turbith minéral (voy. *Sulfate trimercurique*), II, 326.

Types chimiques, I, 277 ; — électriques, 277 ; — moléculaires, 13.

U

Urane, II, 93.

Uranium, II, 92.

Urao (voy. *Carbonate hydro-bisodique*), II, 280

Urates, II, 830 ; — hydrique, 831 ; — métalliques, 832.

Urée, II, 833.

Urès, II, 830.

V

Vaccinate, II, 877 ; — barytique, 877.

Valéral, II, 593.
Valéral chloré, II, 594.
Valer-alcool (voy. *Valérate éthérique*), II, 451.
Valéraldéhyde (voy. *Valérate amyl-éthérique*), II, 593.
Valérates, II, 590; — 591; — hydrique, 591; — amyl-éthérique, 593; — éthérique, 541.
Valérès (voy. *Amylés*), II, 589.
Valérone, II, 594.
Vanadium, II, 36.
Variolarine, II, 767.
Vénus (voy. *Cuivre*), II, 115.
Vératrine, II, 819.
Verdet (voy. *Acétate cuprique*), II, 516.
Vermillon (voy. *Bi-sulfure mercurique*), II, 314.
Vernis, II, 510.
Verre (observation sur la constitution chimique du verre), II, 425; — à bouteilles, 416; — à vitres, 418; — d'antimoine, I, 709; — de couleur, II, 418; — doublé, 420; — potassico-calcique, 414; — potassico-plombiques, 414; — sodico-calciques, 412; — soluble, 411.
Verres, II, 409.
Vert-de-gris, II, 517.
Vert de Schéele (voy. *Acétate cuprique*), II, 127; — de Schweinfurt, 517; — de Vienne, 517.
Vif-argent (voy. *Mercure*), II, 310.
Vinaigre (voy. *Acétate hydrique*), II, 511; — radical (voy. *Acétate hydrique*), 511.
Violine, II, 825.
Vitalline, II, 888.
Vitriol (voy. *Sulfate*), I, 578; — blanc (voy. *Sulfate zincique*), II, 147; — bleu (voy. *Equi-sulfate cuprique*), 125; — de Chypre (voy. *Equi-sulfate cuprique*), 125; — de fer (voy. *Sulfate équi-ferrique*), 58; — de Mars (voy. *Sulfate équi-ferrique*), 58; — vert (voy. *Sulfate équi-ferrique*), 58.
Wolfram (voy. *Tungstène*), II, 89.
Wolframium (voy. *Tungstène*), II, 89.
Withérite (voy. *Carbonate barytique*), II, 176.

X

Xanthine, II, 769.
Xanthophylline, II, 784.
Xanthopicrine ou xanthopicrite, II, 844.
Xylés, II, 868.

Y.

Yttrium, II, 97.

Z.

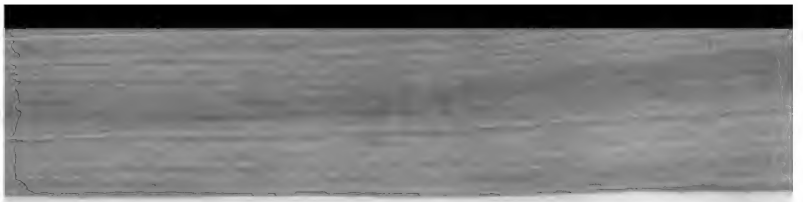
Zinc, II, 143; — oxydé (voy. *Calamine*), 148; — sulfuré, (voy. *Sulfure zincique*), 145; — silicaté (voy. *Calamine*), 148.
Zincoïdes, II, 125.
Zirconium, II, 27.
Zoonés (groupes des), II, 874.
Zymases, II, 534; — (voy. *Ether*), 524; — bi-chloré, 546.
Zymosés, II, 494.

FIN DE LA TABLE ALPHABÉTIQUE.

FAUTES A CORRIGER.

TOME PREMIER.

Page 45, ligne 14, *au lieu de* qui est un quadricarbure d'hydrogène, *lisez* qui est un éthi bi-carbure d'hydrogène.
— 115, — 17, *au lieu de* 1813. *lisez* 1811.
— 121, — 12, *au total* 43,17, *lisez* 23,17.
— 123, — 24, *au lieu de* poids moléculaires, *lisez* des poids moléculaires.
— 134, — 23, *au lieu de* — sulfureux, *lisez* acide sulfureux.
— 154, — 5, *au lieu de* éther métylique, *lisez* éther méthylique.
— 154, — 22, *au lieu de* alcool $\frac{C4\ H6\ O2}{3}$ *lisez* alcool $\frac{C4\ H6\ O2}{4}$
— 225, — 9, *au lieu de* auquel il donne, *lisez* auquel il donna.
Note — φλογιστὸς, *lisez* φλογιστον.
— 226, — 19, *au lieu de* XIXe siècle, *lisez* IXe siècle.
— 242, — 22, *au lieu de* phénomènes électriques, *lisez* phénomènes chimiques.
— 277, — 5, *au lieu de* les corps en définies, *lisez* les corps définis.
— 287, — 28, *au lieu de* derniers êtres pourraient, *lisez* dernier être pourrait.
— 295, — 14, *au lieu de* range les élémens de groupes, *lisez* range les élémens a groupe.
— 428, — 40, *au lieu de* retynile, *lisez* retinyle.
— 444, — 5, au lieu de *air diphlogistique* lisez *dephlogistiqué.*
Id. — 22, *après le mot* est, *ajoutez* plus faible que celle de l'air.
— 453, — 5, de la note, *au lieu de* le volume, *lisez* le poids.
— 489, — 31, *au lieu de* 3 Az O 3 HO, *lisez* 3 Az O3 + HO.
— 510, — 28, *au lieu de* potassique et kalique, *lisez* potassique et sodique.
— 550, — 21, *au lieu* avec les autres solides, *lisez* avec les corps solides.
— 556, — 26, *au lieu de* Chambéry, *lisez* Chambésy.
— 560, — 36, col. 3, *au lieu de* MnO3, *lisez* Mn O2.
— 568, — 14, *au lieu de* soufre ou potassium, *lisez* du soufre au potassium.
— 606, — 1, *au lieu de* est le plus coûteux, *lisez* est plus coûteux.
— 618, — 23, *au lieu de* acide azotique, *lisez* acide azotosique.

TOME SECOND.

— 34, — 20, *au lieu de* CrO 8 Δ, *lisez* CrO 8 Δ,
— *Id.* — 23 *au lieu de* hyper-manganate, *lisez* hyper-chrômate.
— 47, — 2, *au lieu de* ce qui a lieu par le, *lisez* ce qui a lieu pour le.
— 62, — 21, *au lieu de* connu jusqu'alors, *lisez* connu jusqu'à ce jour.
— 71, — 23, *au lieu de* dépassent, *lisez* dépasse.
— 99, — avant-dernière, aux autres métaux, *ajoutez* de cette série.
— 110, — 15, *au lieu de* Ni AS, *lisez* Ni As.
— 223, — *au lieu de* Devismes, *lisez* Delvigne.
— 244, — 24, *au lieu de* potassiques et ammoniques, *lisez* potassique et ammonique.
— 263, note, *au lieu de* l'azotate, *lisez* l'oxalate.
— 279, — 14, *au lieu de* salsala, *lisez* salsola.
— 366, — 25, *au lieu de* Fahlum, *lisez* Fahlun.
— 417, — 14, *au lieu de* iice, *lisez* silice.
— 439, — 20, *au lieu de* réprouver, *lisez* éprouver.
— 443, — 2, *au lieu de* les uns des autres, *lisez* de l'hydrogène.
— 452, — derniere ligne, *au lieu de* bibasique, *lisez* unibasique.
— 453, — 22, *au lieu de* que, *lisez* qui.
— 506, — 25, *au lieu de* brôme forme, *lisez* brômoforme.
— 522, — 21, *au lieu de* phosphure hydrique, *lisez* phosphate hydrique.
— 523, — 22, *au lieu de* acide, *lisez* acides.
— 532, — 25 et 26, *au lieu de* sulfovinate de potasse, *lisez* sulfovinate hydrique.
— 534, — 6, *au lieu de* hyatite, et à l'hydrophae, *lisez* hyalite et à l'hydrophane.
— 554, — 1, *au lieu de* ce qui a lieu par, *lisez* ce qui a lieu pour.
— 554, — 12, *au lieu de* C1 H3, HO4, *lisez* C4 H3 HO4.
— 571, — 24, *au lieu de* rhomboïdiques, *lisez* rhomboïdales.
— *Id.* — 32, *au lieu de* butyrique, *lisez* éthérique.
— 648, — 18, *au lieu de* par, *lisez* pour.
— 733, — 23 et 24, *au lieu de* des, *lisez* de.
— 769, — 9, 20 et 29, *au lieu de* Kulhmann, *lisez* Kuhlmann.
— 783, *au lieu de* XIXe groupe, *lisez* XVIIIe groupe.
— 848, avancer de trois lignes le chiffre XII.